Уважаемые учителя и учащиеся!

Предлагаем вашему вниманию новый учебник «Химия. 11 класс. Базовый уровень», написанный заслуженным учителем Российской Федерации О. С. Габриеляном по авторской программе, имеющей гриф «Допущено Министерством образования и науки Российской Федерации».

Содержание учебника соответствует федеральному компоненту государственного образовательного стандарта по химии базового уровня.

Готовятся к выходу следующие пособия:

- *О. С. Габриелян, А. В. Яшукова.* «Химия. 11 класс. Базовый уровень. Методические рекомендации»;
- *О. С. Габриелян, А. В. Яшукова.* «Химия. 11 класс. Базовый уровень. Рабочая тетрадь к учебнику».

дрофа


ISBN 978-5-358-02191-4
9 785358 021914

О. С. Габриелян
Химия
11 класс

О. С. Габриелян

Химия

11 класс

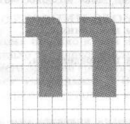
Базовый уровень



дрофа

О. С. Габриелян

ХИМИЯ



КЛАСС

БАЗОВЫЙ УРОВЕНЬ

Учебник для общеобразовательных учреждений

2-е издание, стереотипное



ДРОФА

МОСКВА · 2007

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

Ключевые слова и словосочетания.

?... Вопросы и задания.

Правила и определения.

Габриелян, О. С.
Г12 Химия. 11 класс. Базовый уровень : учеб. для общеобразоват. учреждений / О. С. Габриелян. — 2-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2007. — 218, [6] с. : ил.
ISBN 978-5-358-02191-4

Учебник продолжает курс химии для старшей школы, изложенный в учебнике О. С. Габриеляна «Химия. 10 класс. Базовый уровень». Он может быть использован при изучении курса общей химии базового уровня.

Учебник соответствует федеральному компоненту государственного образовательного стандарта базового уровня и реализует авторскую программу О. С. Габриеляна, имеющую гриф «Допущено Министерством образования и науки Российской Федерации».

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

ISBN 978-5-358-02191-4

Глава первая
Строение вещества

§ 1 Основные сведения о строении атома

Понятие «атом» пришло к нам из античности, но совершенно изменило тот первоначальный смысл, который вкладывали в него древние греки (в переводе с греческого «атом» означает «неделимый»). Этимология названия «неделимый» отражает сущность атома с точностью до наоборот.

Атом делим, что доказали явления фотоэффекта, радиоактивности, электролиза (*вспомните, что это такое*) и др. Изучение этих явлений определило разработку различных моделей строения атома как сложной частицы. Эволюцию представлений о строении атома можно изобразить в виде схемы 1.

В 1904 г. в работе «О структуре атома» Дж. Томсон дал описание своей модели, получившей образное название ***«пудинг с изюмом»***. В этой модели атом уподоблен пудингу сферической формы, имеющему положительный заряд (рис. 1, *а*). Внутрь сферы вкраплены, как изюм в пудинге, отрицательно заряженные электроны. Электроны совершают колебательные движения, благодаря которым атом излучает электромагнитную энергию. Атом в целом электронейтрален. Модель атома Дж. Томсона не была подтверждена экспериментальными фактами и осталась гипотезой.

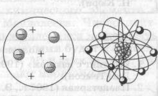


Рис. 1. Модели строения атома:
а — Дж. Томсона;
б — Э. Резерфорда

Согласно ***планетарной модели***, предложенной Э. Резерфордом, атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, движущихся вокруг ядра по замкнутым орбитам, подобно движению планет вокруг Солнца (рис. 1, *б*). Модель Э. Резерфорда не смогла объяснить излучение и поглощение энергии атомом.

В 1913 г. Н. Бор предложил ***квантовую модель*** строения атома, основой которой были следующие постулаты.

Первый постулат. Электрон движется вокруг ядра по строго определенным замкнутым стационарным орбитам в соответствии с «разрешенными» значениями энергии $E_1, E_2, ..., E_n$, при этом энергия не поглощается и не излучается.

Второй постулат. Электрон переходит из одного разрешенного энергетического состояния в другое,

РАЗВИТИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ О СТРОЕНИИ АТОМА — *Схема 1*

Атом — химически неделимая частица (элемент)

↓

Доказательства сложности строения атома
1. Открытие рентгеновских лучей (1895 г., К. Рентген).
2. Открытие катодных лучей (1897 г., Дж. Томсон).
3. Открытие радиоактивности (1896 г., А. Беккерель) и ее изучение (1897—1903 гг., М. Склодовская-Кюри, П. Кюри).

↓

Модели строения атома
1. «Пудинг с изюмом» (1902—1904 гг., В. Кельвин, Дж. Томсон).
2. Планетарная (1907 г., Э. Резерфорд).
3. Квантовая модель Н. Бора (1913 г.).

↓

Современные представления о строении атома на основе квантовой механики.

что сопровождается излучением или поглощением кванта энергии.

Н. Бор внес квантовые представления в строение атома, но использовал при этом традиционные классические понятия механики, рассматривая электрон как *частицу, движущуюся со строго определенной скоростью по строго определенным траекториям.* Его теория была построена на противоречиях.

В 1932 г. была разработана протонно-нейтронная теория ядра, согласно которой ядра атомов состоят из протонов и нейтронов.



Рис. 2. Схема строения атома



Атом — это электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов (рис. 2).

Атомное ядро каждого химического элемента характеризуется строго определенным числом протонов Z (т. е. определенным положительным зарядом) в нем, равным порядковому номеру химического элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева. Число нейтронов N в атомах одного и того же элемента может быть различным. Следовательно, различными будут и относительные атомные массы ($A = Z + N$) у этих атомов. Такие разновидности атомов называют *изотопами.*



Изотопы — это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд атомного ядра (одинаковое число протонов в нем), но разную относительную атомную массу (разное число нейтронов).

Следовательно, ***химический элемент*** — это вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. Например, в природе встречаются изотопы кислорода с массовыми числами 16, 17 и 18 (^{16}O, ^{17}O и ^{18}O), хлора — ^{35}Cl и ^{37}Cl, калия — ^{39}K и ^{40}K, аргона — ^{39}Ar и ^{40}Ar.

В Периодической системе Д. И. Менделеева под знаком химического элемента записывают среднее значение относительной атомной массы всех его природных изотопов с учетом их распространенности.

Квантовая механика характеризует частицы микромира: элементарные частицы (протоны, нейтроны, электроны), а также построенные из них атомные ядра, атомы и молекулы — как объекты с двойственной природой, т. е. рассматривает их и как частицы, и как волны. Такие двойственные свойства частиц микромира называют ***корпускулярно-волновым дуализмом***.

Строение атомного ядра и изменения, происходящие с ним, — предмет ядерной физики. Для химии больший интерес представляет строение ***электронной оболочки*** атома. Под электронной оболочкой понимают совокупность всех электронов в атоме. Число электронов в атоме, как электронейтральной частице, равно числу протонов, т. е. порядковому номеру элемента.

Важнейшей характеристикой электрона является энергия его связи с атомом. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый ***электронный слой***, или ***энергетический уровень***.

Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня, наиболее близкого к атомному ядру. По сравнению с электронами первого уровня, электроны последующих уровней будут характеризоваться бо́льшим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня.

Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева, в котором располагается химический элемент: у атомов элементов 1-го периода — один уровень, 2-го периода — два, 7-го периода — семь.

Электрон в атоме не имеет траектории движения, т. е. можно говорить лишь о *вероятности* нахождения его в пространстве. Он может находиться в любой части этого пространства, окружающего ядро. Совокупность различных положений электрона рассматривают как *электронное облако* с определенной плотностью отрицательного заряда.



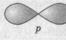
Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют **орбиталью или электронным облаком.**

Из существующих четырех типов орбиталей (*s*, *p*, *d* и *f*) познакомимся с первыми тремя типами. *s*-Орбитали имеют сферическую форму, *p*-орбитали — форму гантели или объемной восьмерки, а *d*-орбитали — форму листа клевера (рис. 3).

В атомах химических элементов первый уровень составляет одна *s*-орбиталь, на которой находятся два *s*-электрона. Второй энергетический уровень также содержит *s*-орбиталь, но большего размера, так как запас энергии электронов на ней выше, чем у электронов первого уровня. Кроме того, на втором уровне содержатся также и три *p*-орбитали. Это гантелеобразные орбитали одного размера, которые взаимно перпендикулярны, подобно осям координат *x*, *y* и *z*. Третий энергетический уровень, помимо одной *s*- и трех *p*-орбиталей, содержит пять *d*-орбиталей.

Каждую орбиталь могут занимать два электрона. Следовательно, максимальное число электронов, которые могут поместиться на первом уровне, равно 2, на втором — 8 (2 на одной *s*-орбитали и 6 на трех *p*-орбиталях), на третьем — 18 (2 на *s*-орбитали, 6 на *p*-орбитали и 10 на *d*-орбиталях).





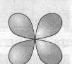


Рис. 3. Форма *s*-, *p*-, *d*-орбиталей

Атом каждого элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева отличается от предыдущего тем, что заряд его ядра

увеличивается на единицу (в ядре на один протон становится больше), а следовательно, на электронной оболочке на один электрон становится больше по сравнению с предыдущим элементом.

В зависимости от того, на какой орбитали находится этот последний электрон, химические элементы можно разделить на семейства: *s*, *p*, *d* и *f* (рис. 4).

К ***s-элементам*** относят элементы главных подгрупп I и II групп Периодической системы Д. И. Менделеева, а также гелий.

К ***p-элементам*** относят элементы главных подгрупп III—VIII групп Периодической системы Д. И. Менделеева.

К ***d-элементам*** относят элементы побочных подгрупп I—VIII групп Периодической системы Д. И. Менделеева.

Принадлежность химического элемента к тому или иному электронному семейству можно определить по ***электронной конфигурации (электронной формуле)***, которая показывает расположение электронов на энергетических уровнях и орбиталях атомов. Записать

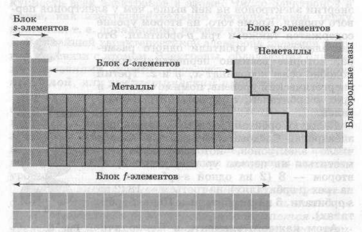


Рис. 4. Деление Периодической системы Д. И. Менделеева на блоки элементов

такую формулу можно с помощью Периодической системы Д. И. Менделеева. Для элементов малых периодов (1—3), состоящих только из элементов главных подгрупп, это не составит никакого труда. Например, сера, элемент № 16, расположенный в 3-м периоде, главной подгруппе VI группы. Следовательно, ядро ее атома имеет заряд +16, на электронной оболочке располагаются 16 электронов: на первом уровне — 2 электрона на 1*s*-орбитали, на втором уровне — 8 электронов (2 — на 2*s*-орбитали и 6 — на 2*p*-орбиталях) и на третьем — 6 электронов в соответствии с номером группы (2 на 3*s*-орбитали и оставшиеся 4 — на 3*p*-орбиталях). Отсюда электронная конфигурация атома серы:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4.$$

Сера — это *p*-элемент, так как последний электрон в ее атоме располагается на 3*p*-орбитали.

Для элементов побочных подгрупп следует учитывать тот факт, что у атомов этих элементов строится не внешний уровень (на нем, как правило, будут находиться два *s*-электрона), а *d*-орбитали предвнешнего уровня (на них, как вы знаете, может поместиться не более 10 электронов).

Рассмотрим, например, строение электронной оболочки элемента № 23 — ванадия, расположенного в 4-м периоде, побочной подгруппе V группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Следовательно, ядро его атома имеет заряд +23, на электронной оболочке находятся 23 электрона: на первом уровне — 2 электрона (на 1*s*-орбитали), на втором уровне — 8 электронов (2 — на 2*s*-орбитали и 6 — на 2*p*-орбиталях), на внешнем, четвертом — 2 *s*-электрона, как у элемента побочной подгруппы, и остальные 11 электронов — на третьем уровне (2 — на 3*s*-орбитали, 6 — на 3*p*-орбиталях и оставшиеся 3 — на 3*d*-орбиталях). Отсюда электронная конфигурация атома ванадия:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2.$$

Ванадий — это *d*-элемент, так как последний электрон в его атоме располагается на незавершенной 3*d*-орбитали.

1. Развитие представлений о строении атома. 2. Модели строения атома: «пудинг с изюмом», планетарная модель, квантовая модель. 3. Атом. 4. Элементарные частицы: протоны, нейтроны, электроны. 5. Изотопы. 6. Корпускулярно-волновой дуализм. 7. Электронная оболочка атома. 8. Электронный слой (энергетический уровень). 9. Орбиталь, электронные облака. 10. Типы орбиталей: *s*, *p*, *d*. 11. Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. 12. Электронные конфигурации (электронные формулы) атомов химических элементов.

?

1 Какие явления доказывают сложность строения атома?

2 Какие модели строения атома вы знаете?

3 Из курса физики вспомните, как физические явления интерференции и дифракции (что это такое?) доказывают двойственную природу частиц микромира.

4 Из каких частиц состоит атомное ядро? Что такое изотопы? Запишите символы изотопов хлора, калия и аргона. Почему свойства различных изотопов одного и того же элемента идентичны, хотя их относительная атомная масса различна?

5 Как устроена электронная оболочка атома? Что такое энергетический уровень (электронный слой) атома? Что представляет собой электронная орбиталь? Какие орбитали вам известны?

6 На что указывает номер: а) периода; б) группы в Периодической системе Д. И. Менделеева?

7 Как заполняются энергетические уровни и электронные орбитали у атомов химических элементов главных и побочных подгрупп таблицы Д. И. Менделеева? В чем сходство и различие в строении атомов элементов главных и побочных подгрупп одной группы?

8 Запишите электронные конфигурации атомов элементов, имеющих порядковые номера 6, 15, 20, 25 в Периодической системе Д. И. Менделеева. К каким электронным семействам относят эти элементы?

9 Приготовьте сообщение на тему «Эволюция представлений о строении атома».

10 Как вы думаете, почему гуманитариям необходимо иметь представление о сложном строении атома?

11 Дайте комментарий следующим строчкам из стихотворения В. Брюсова «Мир электрона»:

Быть может, эти электроны —
Миры, где пять материков,
Искусства, званья, войны, троны
И память сорока веков.
Еще, быть может, каждый атом —
Вселенная, где сто планет;
Там все, что здесь в объеме сжатом,
Но также то, чего здесь нет.

§ 2 Периодический закон и строение атома

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — величайшее открытие конца XIX в. в области химии, основа современной химии, динамичное и развивающееся учение. Оно отражает явления, реально существующие в природе, и поэтому никогда не потеряет своего значения.

Открытие Периодического закона и Периодической системы было подготовлено всем ходом истории развития химии, однако потребовалась гениальность Д. И. Менделеева, его дар научного предвидения, чтобы эти закономерности были сформулированы и графически представлены в виде таблицы.

Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона

Д. И. Менделеев расположил все известные ко времени открытия Периодического закона химические элементы в ряд (рис. 5, *а*), по возрастанию их атомных масс (во времена Д. И. Менделеева эту величину называли атомным весом) и отметил в нем отрезки — периоды

H	Li	Be	B	C	N	O	F
Водород	Литий	Бериллий	Бор	Углерод	Азот	Кислород	Фтор
1	7	9	11	12	14	16	19
H_2O	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
	осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.		
—	$LiOH$	$Be(OH)_2$	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3	—	—
	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота		

а)

H
Водород
1
H_2O
—

Li	Be	B	C	N	O	F
Литий	Бериллий	Бор	Углерод	Азот	Кислород	Фтор
7	9	11	12	14	16	19
Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.		
$LiOH$	$Be(OH)_2$	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3	—	—
основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота		

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор
23	24	27	28	31	32	35,5
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
осн. окс.	осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.
$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
основание	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	кислота

б)

Рис. 5. Так создавалась Периодическая система Д. И. Менделеева: *а* — элементы, расположенные в порядке увеличения относительных атомных масс; *б* — периоды

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор
23	24	27	28	31	32	35,5
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
осн. окс.	осн. окс.	амф. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.	кисл. окс.
$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
основание	основание	амф. гидр.	кислота	кислота	кислота	кислота

(рис. 5, *б*), в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменялись сходным образом, а именно (в современных терминах):

1) металлические свойства ослабевали;
2) неметаллические свойства усиливались;
3) степень окисления элемента в высших оксидах увеличивалась с +1 до +7 (+8);
4) степень окисления элементов в гидридах (твердых солеподобных соединениях металлов с водородом) увели-



Менделеев Дмитрий Иванович (1834—1907)

Великий русский ученый, один из основоположников современной химии. Создатель естественной классификации химических элементов — Периодической системы элементов, явившейся выражением Периодического закона химических элементов. Создал фундаментальный труд — учебник «Основы химии», в котором впервые вся неорганическая химия изложена на основе Периодического закона. Автор химической теории растворов.

В своих трудах Д. И. Менделеев много внимания уделял развитию отечественной промышленности и химизации сельского хозяйства.

Д. И. Менделеев доказывал необходимость создания химических производств соды, серной кислоты, минеральных удобрений. Обосновывал идеи подземной газификации угля и применения кислорода в металлургической промышленности. Предложил способ непрерывной переработки нефти, а также оригинальную теорию ее происхождения.

чивалась с +1 до +3, а затем увеличивалась в летучих водородных соединениях с −4 до −1;

5) оксиды от оснóвных через амфотерные сменялись кислотными;

6) гидроксиды от щелочей через амфотерные гидроксиды сменялись все более сильными кислотами.

На основании этих наблюдений Д. И. Менделеев сделал вывод — сформулировал Периодический закон.



Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс.

Днем рождения Периодического закона считается 1 марта 1869 г.

Периодический закон в свете учения о строении атома

Формулировка Периодического закона, данная Д. И. Менделеевым, отражала состояние науки на тот период времени, когда о сложном строении атома ученые только догадывались. Можно поражаться гениальности выдающегося русского химика, который на основании величайшей научной интуиции предвидел причины открытых им закономерностей, блестяще угадал порядок расположения элементов. Д. И. Менделеев создал таблицу так, что она, будучи довольно простой, тем не менее максимально характеризует строение атомов химических элементов и не претерпела никаких принципиальных изменений уже на протяжении почти полутора столетий.

Последующие открытия в области физики и химии только дополняли и углубляли открытие Д. И. Менделеева. Как вы уже знаете, было доказано сложное строение атома, предложены модели, отражающие его строение, а также было открыто явление существования изотопов и *закон Мозли*. Суть последнего состоит в том, что *заряд ядра атома каждого элемента в таблице Менделеева возрастает на единицу по сравнению с зарядом ядра атома предыдущего элемента.* Следовательно, *заряд атомного ядра совпадает с порядковым номером элемента в таблице Менделеева.* Таким образом, закон Мозли вскрыл истинный принцип, по которому гениальный ученый интуитивно расположил элементы в предложенной им системе.

Эти открытия потребовали уточнить первую, менделеевскую, формулировку Периодического закона. В современной редакции этот закон звучит так:



свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Периодическая система Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома

Периодическая система Д. И. Менделеева — это графическое выражение Периодического закона.

Существует множество различных модификаций Периодической системы химических элементов, однако наиболее употребительны: в средней школе короткопериодный вариант (им мы и пользуемся в нашем учебнике), а в высшей — также и длиннопериодный (рис. 6).

Порядковый номер элемента, номер периода и номер группы в Периодической системе Д. И. Менделеева отражают какую-либо особенность или закономерность в строении атомов элементов.

Так, *порядковый номер элемента*, как вы знаете, указывает на заряд атомного ядра, т. е. число протонов в нем, и на число электронов в электронной оболочке атома, так как он электронейтрален. Число нейтронов для изотопов химического элемента находят по формуле: $N = A - Z$, где N — число нейтронов, A — массовое число атома, Z — порядковый номер элемента.

Номер периода указывает на число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

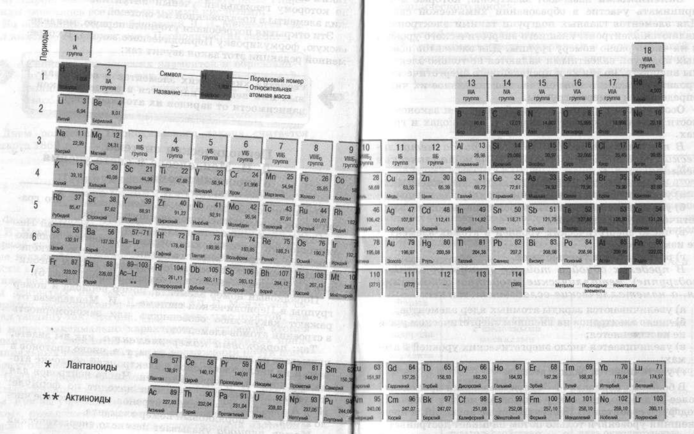


Рис. 6. Длиннопериодный вариант Периодической системы Д. И. Менделеева

Номер группы указывает на число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов для элементов главных подгрупп или на максимальное число валентных электронов для элементов обеих подгрупп.

Валентными называют электроны, которые могут принимать участие в образовании химической связи. Для элементов главных подгрупп такими электронами являются электроны внешнего энергетического уровня, и их число равно номеру группы. Для элементов побочных подгрупп валентными являются не только электроны внешнего, но также и предвнешнего энергетического уровня, однако и в этом случае максимальное их число определяется номером группы.

Особенности строения атома объясняют и закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах.

В пределах одного и того же периода металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются, так как:

а) увеличиваются заряды атомных ядер элементов;
б) увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов;
в) число энергетических уровней в атомах элементов не изменяется;
г) радиус атомов уменьшается.

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, так как:

а) увеличиваются заряды атомных ядер элементов;
б) число электронов на внешнем энергетическом уровне не изменяется;
в) увеличивается число энергетических уровней в атомах;
г) увеличивается радиус атомов.

В больших периодах (4—6) эти изменения происходят более медленно, так как у атомов элементов побочных подгрупп строится до 18 электронов не внешний, а предвнешний уровень, и только потом начинает достраиваться внешний уровень с 2 до 8 электронов в соответствии с номером группы.

Эти особенности в строении атомов позволяют дать ответ на вопрос, почему заряд атомного ядра элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева возрастает монотонно, а свойства изменяются периодически, — т. е. дать еще одну, причинно-следственную формулировку Периодического закона:



свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от строения внешних и предвнешних электронных слоев их атомов.

Положение водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева

Каждому элементу в Периодической системе Д. И. Менделеева отведено место, строго определенное зарядом атомного ядра. Единственный элемент, которому в таблице Менделеева отведено два места, причем в резко противоположных группах (щелочных металлов и галогенов) — это водород. Причины такого особенного положения водорода отражены в таблице 1.

Таблица 1

ПОЛОЖЕНИЕ ВОДОРОДА В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Форма существования водорода как элемента	Признаки сходства с щелочными металлами	Признаки сходства с галогенами
Атомы	Имеет на внешнем и единственном электронном слое один электрон и относится к *s*-элементам. Поэтому проявляет восстановительные свойства	До завершения внешнего и единственного электронного слоя атому водорода недостает одного электрона. Поэтому он может проявлять окислительные свойства

Окончание табл. 1

Форма существования водорода как элемента	Признаки сходства с щелочными металлами	Признаки сходства с галогенами
Простое вещество	Предполагается существование в космосе металлического водорода с соответствующей металлической кристаллической решеткой и электронной проводимостью	При обычных условиях водород H_2 — газ, подобно фтору и хлору, имеющий двухатомную молекулу, образованную за счет ковалентной химической связи между атомами
Сложные вещества	В подавляющем большинстве соединений у водорода степень окисления +1 (например, $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$)	С некоторыми металлами водород образует твердые солеподобные вещества преимущественно ионного типа — гидриды, в которых имеет степень окисления –1 (например, $\overset{+2}{Ca}\overset{-1}{H_2}$)

Значение Периодического закона и Периодической системы Д. И. Менделеева

Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева являют собой триумф российской химической науки. Подумайте сами, ведь все ученые, которые занимались поиском естественной классификации химических элементов, находились в равных условиях, имели одни и те же научные предпосылки для обобщения. Почему же ни одному из них, кроме Д. И. Менделеева, не удалось открыть Периодический закон?

Очевидно, объективных предпосылок (накопленного фактологического материала, работ предшественников, участия в съезде химиков в г. Карлсруэ, на котором победили идеи атомистики) было мало. Потребовался субъективный, личностный фактор, который у каждого из

ученых разный. Д. И. Менделеев имел энциклопедические знания, умел обобщать факты и выдвигать на их основе гипотезы. Очевидно, справедливы слова русского химика Л. А. Чугаева, сказанные им о Д. И. Менделееве: «Гениальный химик, первоклассный физик, плодотворный исследователь в области гидродинамики, метеорологии, геологии, в различных отделах химической технологии (взрывчатые вещества, нефть, учение о топливе) и других сопредельных с химией и физикой дисциплинах, глубокий знаток химической промышленности и промышленности вообще, особенно русской, оригинальный мыслитель в области учения о народном хозяйстве, государственный ум, которому, к сожалению, не суждено было стать государственным человеком, но который видел и понимал задачи и будущность России лучше представителей нашей официальной власти...

Он умел быть философом в химии, в физике и других отраслях естествознания, которых ему приходилось касаться, и естествоиспытателем в проблемах философии, политической экономии и социологии».

Поэтому остается только недоумевать, почему Нобелевский комитет, который в 1886 г. в Стокгольме из двух кандидатур — француза А. Муассана и русского Д. И. Менделеева — отдал предпочтение французскому химику. Очевидно, немаловажную роль в этом решении Нобелевского комитета сыграл тот факт, что кандидатуру А. Муассана выдвинула Французская академия наук, а Д. И. Менделеева — Академия наук Германии. Стыдно признать, что Д. И. Менделеев, будучи почетным членом почти всех европейских академий наук, так и не был избран членом Российской академии, хотя баллотировался в нее не раз.

Очевидно, закономерно и следующее нелогичное поведение Лондонского королевского общества, которое в 1882 г. присудило Д. И. Менделееву медаль Дэви (предшественник и аналог медали нобелевского лауреата) «За открытие периодических соотношений атомных весов», а пятью годами позже, в 1887 г., это же общество вручило такую же медаль своему соотечественнику Дж. Ньюлендсу «За открытие периодического закона химических элементов».

Как признание заслуг русского химика перед мировой наукой следует отметить следующий факт.

В 1955 г. группа американских химиков во главе с Г. Сиборгом получила новый, 101 элемент, которому «в честь величайшего русского химика Менделеева единодушно присвоила название «менделевий».

Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева позволили:

1) установить взаимосвязь между элементами и объединить их по свойствам;

2) расположить элементы в естественной последовательности;

3) обнаружить периодичность, т. е. повторяемость свойств элементов и их соединений и объяснить причину этого;

4) исправить и уточнить значения относительных атомных масс некоторых элементов;

5) исправить и уточнить степени окисления (валентность) некоторых элементов;

6) предсказать существование еще неоткрытых элементов, описать их свойства, указать пути их открытия.

Триумфом Периодического закона и Периодической системы явилось открытие трех предсказанных Д. И. Менделеевым элементов — галлия, скандия и германия. Это позволило одному из известных философов назвать открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона научным подвигом, подобным подвигу астронома Леверье, предсказавшего орбиту еще неизвестной планеты Нептун. Почему так эмоционально характеризуется открытие русского химика? Это связано с открытием первого из предсказанных Д. И. Менделеевым элемента галлия, который был открыт французом де Буабодраном. Д. И. Менделеев, владевший французским языком, прочитал статью об открытии галлия, а затем написал письмо, которое адресовал первооткрывателю этого элемента, и указал не только на ошибку Буабодрана (тот определил неверно плотность галлия), но и назвал причину этой ошибки (образец галлия был недостаточно очищен).

Видный философ химии Б. М. Кедров писал: «Можно представить первоначальное изумление, а возможно, даже негодование любого строгого химика-аналитика, если бы он получил подобный совет. Как?! Он в Париже держит в руках новое, открытое им вещество, никому дотоле неизвестное, видит и осязает его, измеряет и определяет его свойства на аналитических весах, словом, является единственным в мире исследователем, имеющим дело с этим веществом как с реальным телом. И вдруг кто-то, находящийся в России, на расстоянии тысячи километров от его лаборатории, не видевший в глаза ни крупинки нового вещества, сомневается в том, хорошо ли оно очищено, и, не смущаясь, высказывает свои советы, как это сделать».

Д. И. Менделеев оказался прав. Буабодран внял его совету и сообщил научному миру: «Я думаю, что нет нужды настаивать на исключительной важности теоретических взглядов г. Менделеева относительно плотности нового элемента».

Шведский ученый Ф. Нильсон, открывший в 1879 г. скандий, предсказанный Д. И. Менделеевым как экабор, прислал ему в подарок немного нового металла, а немецкий ученый К. А. Винклер, открывший предсказанный Д. И. Менделеевым германий (экасилициум), восторженно писал: «...периодичность элементов тем самым уже не гипотеза, она стала фактом, и химическое исследование сделало новый, неисчислимо важный шаг в царство познания».

В заключение приведем слова Д. И. Менделеева из его статьи «Заметки по поводу открытия галлия», в которой он дает советы Буабодрану: «Эта статья показывает, как мою научную смелость, так и мою уверенность в Периодическом законе. Все оправдалось. Это мое имя».

1. Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона и создание Периодической системы. 2. Закон Мозли. 3. Периодический закон в свете учения о строении атома. 4. Периодическая система Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. 5. Закономерности изменения свойств атомов в периодах и группах (главных подгруппах). 6. Положение водорода в Периодической системе Д. И. Менделеева. 7. Значение Периодического закона и Периодической системы Д. И. Менделеева.

?

1 Какие предпосылки послужили основой открытия Периодического закона?

2 Как был открыт Периодический закон?

3 Как изменялась формулировка Периодического закона по мере развития науки?

4 В чем физический смысл: а) порядкового номера элемента; б) номера периода; в) номера группы?

5 Как на основе сведений о строении атома можно объяснить закономерности в изменении свойств элементов по периодам и группам?

6 Как соотносятся слова Д. И. Менделеева: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только развитие и надстройки обещаются» с современным состоянием Периодического закона и Периодической системы?

7 Почему водород занимает в Периодической системе двойственное положение?

8 Названия каких из химических элементов в таблице Д. И. Менделеева связаны с Россией и русскими?

9 Этимологическими источниками названий большинства химических элементов в таблице Д. И. Менделеева послужили: свойства простых веществ, образованных элементами, герои греческих мифов, названия небесных тел, географические названия, имена великих ученых. Приведите примеры названий таких элементов.

10 Приготовьте сообщение о жизни и деятельности Д. И. Менделеева.

§ 3 Ионная химическая связь

В Периодической системе Д. И. Менделеева особняком стоят благородные газы. Это уникальные химические элементы, так как даже в форме простого вещества они существуют в виде отдельных атомов, не связанных друг с другом. Некоторые химики до сих пор затрудняются ответить на вопрос, как рассматривать их частицы в простом веществе: то ли как свободные атомы, то ли как одноатомные молекулы. Аналогично нет однозначного мнения и о том, какой тип кристаллической решетки характерен для простых веществ, образованных этими элементами. По физическим свойствам — это вещества с молекулярными кристаллическими решетками, а по составу?.. Ведь силы межмолекулярного взаимодействия, удерживающие частицы в кристаллах, действуют между атомами.

Почему же атомы благородных газов так самодостаточны? На основании анализа их положения в Периодической системе вы сами можете назвать причину этого. Все дело в том, что атомы благородных газов имеют ***завершенный внешний электронный слой***, на котором у атома гелия находятся два электрона, а у атомов остальных элементов — по восемь.

Атомы всех других элементов стремятся приобрести именно такую устойчивую электронную конфигурацию и достигают этого либо в результате *присоединения* электронов от других атомов (как вы, очевидно, знаете, такой процесс в химии называют *восстановлением*), либо в результате *отдачи* своих электронов с внешнего уровня другим атомам (процесс *окисления*). Атомы, присоединившие чужие электроны, превращаются в отрицательные ионы, или ***анионы***. Атомы, отдавшие свои электроны, превращаются в положительные ионы, или ***катионы***. Между катионами и анионами возникают силы электростатического притяжения, которые и удерживают их друг около друга, осуществляя тем самым *ионную химическую связь*.



Ионная химическая связь — это связь, образующаяся между катионами и анионами за счет их электростатического притяжения.

Так как катионы образуют преимущественно атомы металлов, а анионы — только атомы неметаллов, то логично сделать вывод, что этот тип связи характерен для соединений, образованных типичными металлами (щелочными и щелочноземельными) и типичными неметаллами (галогенами, кислородом). Классическим примером веществ с ионной связью являются галогениды и оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (рис. 7).

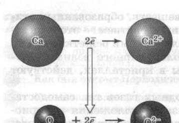


Рис. 7. Схема образования ионной связи между кальцием и кислородом

Схему образования ионной связи между атомами натрия и хлора можно представить так:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow Na^{+}[:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^{-}$$

Два разноименно заряженных иона, связанных силами электростатического притяжения, взаимодействуют с другими противоположно заряженными ионами. В результате образуются кристаллические соединения, которые характеризуются правильным расположением тех частиц (в рассматриваемых выше примерах — ионов), из которых они состоят, в строго определенных точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, который называют ***кристаллической решеткой***. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют ***узлами решетки***.

Вещества с ионным типом связи имеют ***ионные кристаллические решетки*** (рис. 8). Такие соединения представляют собой твердые, прочные, нелетучие вещества с высокими температурами плавления. При обычных условиях кристаллы таких веществ электрического тока не проводят, а растворы и расплавы большинства ионных соединений — прекрасные электролиты.

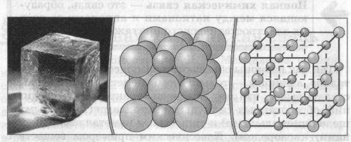


Рис. 8. Хлорид натрия — вещество с ионной кристаллической решеткой

Вещества, имеющие ионные кристаллические решетки, хрупки. Если попытаться деформировать такую кристаллическую решетку, один из слоев ее будет двигаться относительно другого до тех пор, пока одинаково заряженные ионы не окажутся друг против друга. Эти ионы сразу начнут отталкиваться, и решетка разрушится. Отсюда и хрупкость ионных соединений.

Ионные соединения — это не только бинарные соединения щелочных и щелочноземельных металлов (рис. 9, *а*). Это также соединения, образованные тремя и более элементами (рис. 9, *б—г*). Вы без труда сможете перечислить их. Это все соли, а также гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

И в заключение приведем классификацию ионов по разным признакам:

1) *по составу* различают ***простые*** (Na^+, Cl^-, Ca^{2+}) и ***сложные*** (OH^-, SO_4^{2-}, NH_4^+) ионы;

2) *по знаку заряда* различают ***положительные ионы***, или ***катионы*** (M^{n+}, NH_4^+, H^+), и ***отрицательные ионы***, или ***анионы*** (OH^-, анионы кислотных остатков).

Все в окружающем мире относительно. То же самое можно сказать и об ионной химической связи. Соединений с ионным типом химической связи весьма ограниченное количество, но даже в них чисто ионной связи не наблюдается. Так, например, не существуют «чистые» ионы натрия и хлора с зарядами +1 и −1 соответственно. Истинный заряд этих ионов составляет +0,8 и −0,8. Следовательно, даже в соединениях, которые рассматриваются как ионные, в некоторой степени проявляется ковалентный характер связи.

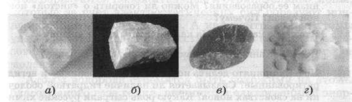


Рис. 9. Вещества с ионными кристаллическими решетками: *а* — каменная соль (хлорид натрия); *б* — кальцит (карбонат кальция); *в* — медный купорос; *г* — гидроксид натрия

И наконец, относительной истиной является утверждение о том, что ионная связь — это результат взаимодействия типичных металлов с типичными неметаллами. Например, соли аммония, образованные за счет ионной связи между катионами аммония и анионами кислотного остатка (например, NH_4Cl, NH_4NO_3), имеющие ионную связь, состоят исключительно из неметаллов. Аналогично состоят из ионов соли органических оснований — аминов, например $[CH_3NH_3]^+Cl^-$, хотя в их составе нет металлов.

1. Благородные газы, особенность строения их атомов. 2. Процессы восстановления и окисления. 3. Катионы и анионы. 4. Ионная химическая связь. 5. Схемы образования веществ с ионной химической связью. 6. Кристаллические решетки. 7. Ионные кристаллические решетки. 8. Примеры веществ с ионными кристаллическими решетками и их свойства. 9. Классификация ионов: по составу (простые и сложные), по знаку заряда (катионы и анионы).

?

1. Почему благородные газы раньше относили к нулевой группе Периодической системы? Почему сейчас их относят к VIII группе? Какие металлы называют благородными? Почему?
2. Подготовьте сообщение на тему «Инертные или благородные?».
3. Какую химическую связь называют ионной? Каков механизм ее образования? Можно ли говорить о «чистой» ионной связи? Почему?
4. Что такое катионы? На какие группы делят катионы?
5. Что такое анионы? На какие группы делят анионы?
6. Почему принято делить ионы на гидратированные и негидратированные? Сказывается ли наличие гидратной оболочки на свойствах ионов? Какую роль сыграли русские химики Каблуков и Кистяковский в развитии представлений об электролитической диссоциации, с которыми вы знакомились в курсе основной школы?

7. Что такое кристаллическая решетка? Что такое ионная кристаллическая решетка?
8. Какими физическими свойствами характеризуются вещества с ионными кристаллическими решетками?
9. Среди веществ, формулы которых: KCl, $AlCl_3$, BaO, Fe_2O_3, $Fe_2(SO_4)_3$, H_2SO_4, C_2H_5ONa, C_6H_5ONa, SiO_2, NH_3, определите соединения с ионными кристаллическими решетками.
10. Приготовьте сообщение о роли ионных соединений в неживой природе и в жизни человека.

§ 4 Ковалентная химическая связь

Веществ с ионной химической связью немного. Гораздо больше веществ с ковалентной химической связью, что легко объяснимо. Ведь мир органических веществ, которых насчитывается более 27 млн соединений, построен преимущественно за счет ковалентной связи. Однако и в мире неорганических (минеральных) веществ эта химическая связь встречается довольно часто. В конце концов даже ионную связь можно считать крайним случаем ковалентной полярной химической связи. Следовательно, ковалентная связь — это преобладающая, главенствующая связь в мире химических веществ.

Синонимом понятия «ковалентная связь» является понятие «атомная связь».

А как образуется эта химическая связь? В случае ионной химической связи атомы одного элемента отдают свои электроны, атомы других — принимают их, при этом образуются положительные и отрицательные ионы, которые за счет электростатических сил образуют ионное химическое соединение. А как нейтральные атомы удерживаются в одном веществе? Каков механизм образования ковалентной связи? Рассмотрим его на примере молекулы водорода H_2.

Атомы водорода стремятся быть похожими на атомы благородного газа гелия, внешний и единственный энергетический уровень которого содержит два электрона. Если атом водорода встретится с атомом металла (например, щелочного или щелочноземельного), то атом метал-

ла передаст атому водорода электроны с внешнего энергетического уровня, и... возникнет ионная химическая связь, образуются гидриды, например:

$$Na^0 + H^0 \xrightarrow{1\bar{e}} Na^+H^-.$$

(*Каков характер кристаллической решетки у этих соединений? Какими физическими свойствами они обладают?*)

Другое дело, если встречаются два одинаковых атома водорода. В этом случае проблему завершения внешнего электронного слоя эти атомы будут решать на паритетных началах — просто-напросто объединят свои электроны, сделают их общими, т. е. создадут общую электронную пару. При этом электронные облака или орбитали (очевидно, вы не забыли, что у водорода это 1*s*-орбитали) перекроются, и в пространстве между ядрами двух атомов водорода возникнет некоторая дополнительная электронная плотность — отрицательный заряд, стягивающий положительные ядра взаимодействующих атомов:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow (H:H) \text{ или } H—H.$$

Сближение ядер будет происходить до тех пор, пока силы межъядерного отталкивания не будут уравновешены силами притяжения к общей электронной плотности.

Таким образом образуется ковалентная связь во всех двухатомных молекулах простых веществ (одинарная в молекулах галогенов F_2, Cl_2; тройная в молекулах азота N_2 и др.):

$$:\ddot{Cl}\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow (:\ddot{Cl}:\ddot{Cl}:) \text{ или } Cl—Cl,$$

$$:\dot{N}\cdot + \cdot\dot{N}: \longrightarrow (:N\vdots\vdots N:) \text{ или } N\equiv N.$$

Дадим определение понятию «ковалентная химическая связь».



Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар.

Аналогичный механизм образования ковалентной химической связи наблюдается и между атомами разных элементов, например:

$$H\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \longrightarrow (H:\ddot{Cl}:) \text{ или } H—Cl,$$

$$4H\cdot + \cdot\dot{C}\cdot \longrightarrow \text{(метан, электронная формула)} \text{ или } H—\underset{H}{\overset{H}{C}}—H.$$

Нетрудно заметить, что так же, как и в случае образования ковалентной связи между атомами одного элемента, химическая связь между атомами разных элементов осуществляется за счет образования общих электронных пар. Но все не так просто. Паритета между атомами в этом случае не будет, так как начинает проявляться особая характеристика химических элементов, называемая электроотрицательностью (ЭО).



Электроотрицательностью называют способность атомов химических элементов оттягивать к себе общие электронные пары.

Важнейшие неметаллы по усилению их ЭО можно расположить в следующий ряд:

$$\mathbf{H \longrightarrow C \longrightarrow S \longrightarrow Br \longrightarrow N \longrightarrow Cl \longrightarrow O \longrightarrow F.}$$

Электроотрицательность возрастает

Так как разные элементы обладают разной ЭО, то общая электронная пара оказывается смещенной в сторону более электроотрицательного элемента. В результате на атоме такого элемента образуется частичный отрицательный заряд (его обозначают (δ–)). Соответственно, на атоме менее электроотрицательного элемента возникнет такой же частичный, но уже положительный заряд (его обозначают (δ+)). Следовательно, по линии ковалентной связи возникнет два полюса — отрицательный и положительный. Поэтому такую ковалентную связь называют ***полярной***. Ковалентную связь между атомами одного химического элемента называют ***неполярной***, так как в этом случае зарядов-полюсов по линии связи не возникает.

В рассмотренных примерах для молекул хлороводорода и метана связи H—Cl и C—H являются ковалентными полярными:.

$$H^{\delta+}\rightarrow Cl^{\delta-} \qquad \begin{array}{c} H^{\delta-} \\ \downarrow \\ H^{\delta+}\rightarrow C^{\delta+}\leftarrow H^{\delta+} \\ \uparrow \\ H^{\delta+} \end{array}$$

(+ −)

Так как ковалентная химическая связь в линейной молекуле хлороводорода полярна, полярной будет и сама молекула. В ней имеются два противоположно заряженных полюса, поэтому такие молекулы называют ***диполями.*** А вот молекула метана, несмотря на полярность каждой из связей C—H, в целом неполярна. Это связано с тем, что молекула метана имеет тетраэдрическое строение и полярность всех связей взаимно компенсируется.

Отсюда следует важный вывод: ***полярность молекулы зависит от полярности связей и от геометрического строения.***

Так, молекулы воды, имеющие угловое строение, представляют собой диполи.

$$\begin{array}{c} O \\ \nearrow \quad \nwarrow \\ H \qquad H \end{array} \text{ или } (-/+)$$

Молекулы же углекислого газа, имеющие линейное строение, несмотря на высокую полярность двойной связи C⇉O, неполярны

$$O \leftleftarrows C \rightrightarrows O.$$

В рассмотренных выше примерах образования ковалентной связи каждый из атомов предоставил в общую электронную пару по одному электрону. Такой механизм образования ковалентной связи называют ***обменным.*** Однако существует и другой механизм: один из атомов обладает свободной электронной парой (ее называют неподеленной) и передает ее в общее пользование с другим атомом, у которого имеется свободная (пустая, вакантная) орбиталь. Первый атом называют ***донором***, а второй — ***акцептором.*** Такой механизм образования ковалентной связи называют ***донорно-акцепторным.***

Донорно-акцепторный механизм возникновения ковалентной связи рассмотрим на примере образования катиона аммония:

$$\begin{array}{c} H \\ H:\ddot{N}: \\ H \end{array} + \square H^{+} \longrightarrow \left[\begin{array}{c} H \\ H:\ddot{N}:H \\ H \end{array}\right]^{+}$$

аммиак — катион водорода — катион аммония

или

$$H_3N: + \square H^{+} \longrightarrow NH_4^{+}.$$

донор — акцептор

Классифицировать ковалентную связь можно:

1) по механизму образования — обменный и донорно-акцепторный;

2) по полярности связи — ковалентные неполярные и ковалентные полярные связи;

3) по кратности — одинарные, двойные и тройные ковалентные связи.

Так как результатом образования ковалентных связей является возникновение молекул, а такая связь преобладает в химическом мире, то огромное количество веществ имеют молекулярное строение. Это почти все органические соединения, все газы, подавляющее большинство жидкостей и многие твердые вещества. Однако и газы, и жидкости при определенных условиях (высоком давлении, низкой температуре) можно перевести в твердое кристаллическое состояние.

Для веществ с ковалентной связью характерны два типа кристаллических решеток — ***молекулярные*** и ***атомные.***

В узлах молекулярных кристаллических решеток располагаются молекулы, образованные за счет прочных ковалентных связей. Между молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения (их называют ван-дер-ваальсовыми), а потому вещества с молекулярными кристаллическими решетками непрочные, легкоплавкие, летучие. Молекулярные кристаллические решетки имеют газы и жидкости в твердом состоянии, кристаллический иод, сера, белый фосфор, углекислый газ (рис. 10), большинство органических соединений.

3–Габриелян, 11 кл.

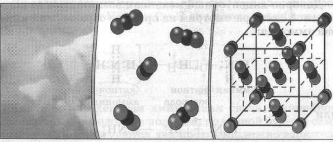


Рис. 10. Углекислый газ — это вещество с молекулярной кристаллической решеткой

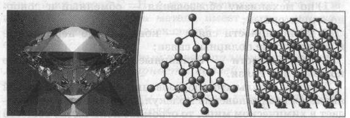


Рис. 11. Алмаз — вещество с атомной кристаллической решеткой

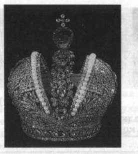
За счет ковалентных связей могут быть образованы вещества не только молекулярного, но и атомного строения, т. е. вещества с атомной кристаллической решеткой, в узлах которой располагаются отдельные атомы. Примером веществ с таким типом кристаллических решеток могут служить все аллотропные модификации углерода, и в первую очередь алмаз (рис. 11).

Необычайная твердость алмаза по шкале твердости веществ (она называется шкалой твердости Мооса) оценена самым высоким значением — 10 (рис. 12). Благодаря высокой твердости алмаз используют для изготовления буров, сверл, шлифовальных инструментов, стеклорезов, хотя в сознании большинства

Алмаз	10
Корунд	9
Топаз	8
Кварц	7
Ортоклаз	6
Апатит	5
Флюорит	4
Кальцит	3
Гипс	2
Тальк	1

Рис. 12. Шкала твердости Мооса





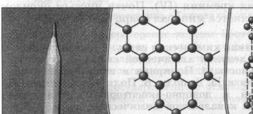


а) б)

Рис. 13. Алмазы украшают короны: *а* — большая императорская корона Российской империи; *б* — корона Британской империи

людей — это камень ювелиров, использующих отшлифованные алмазы — бриллианты (рис. 13).

Другая аллотропная модификация углерода — графит — несколько противоречит утверждению о том, что вещества с атомной кристаллической решеткой обладают высокой твердостью. Графит мягкий, так как имеет слоистую структуру (рис. 14). В кристаллической решетке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники. Связи между слоями непрочны, и потому графит мягок. Но, как и алмаз, он тугоплавок. Из графита изготавливают электроды, твердые смазки, стержни для карандашей, замедлители нейтронов в ядерных реакторах.



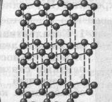


Рис. 14. Графит — вещество с атомной кристаллической решеткой графита

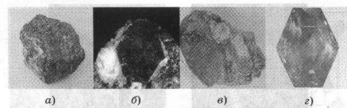


Рис. 15. Разновидности оксида алюминия:
а — наждак; *б* — рубин; *в* — корунд; *г* — сапфир

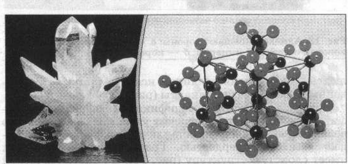


Рис. 16. Кварц — вещество с атомной кристаллической решеткой

Атомные кристаллические решетки имеют не только простые, но и сложные вещества, например, все разновидности оксида алюминия (рис. 15): наждак, корунд, рубин, сапфир. Наиболее распространенное в неживой природе соединение с атомной кристаллической решеткой — это оксид кремния (IV). Почти чистым оксидом кремния (IV) является минерал кварц (рис. 16).

1. Ковалентная химическая связь. 2. Схемы образования ковалентной химической связи. 3. Электроотрицательность. 4. Полярная и неполярная ковалентные связи. 5. Диполь. 6. Полярность молекул. 7. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной химической связи. 8. Молекулярные и атомные кристаллические решетки. 9. Примеры веществ с молекулярными и атомными кристаллическими решетками и их свойства.

?

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Какие признаки лежат в основе классификации ковалентной химической связи?
2. Что такое электроотрицательность? ковалентная полярная и ковалентная неполярная связи?
3. Может ли связь в молекуле вещества быть полярной, а молекула — неполярной? От чего зависит полярность молекулы? Приведите примеры из органической и неорганической химии.
4. Каковы механизмы образования ковалентной связи? Что такое донор? акцептор? Приведите примеры.
5. Приведите примеры органических и неорганических веществ с одинарной, двойной и тройной химическими связями.
6. Почему ковалентная связь преобладает в мире химических веществ?
7. Что такое молекулярная кристаллическая решетка? Чем она отличается от ионной? Приведите примеры веществ с молекулярной кристаллической решеткой.
8. Что такое атомная кристаллическая решетка? Чем она отличается от ионной и молекулярной кристаллической решеток? Приведите примеры веществ с молекулярной кристаллической решеткой.
9. Приготовьте сообщение на тему «История семи великих камней Алмазного фонда России». При подготовке его используйте материалы по истории и мировой художественной культуре.
10. Откуда пошла поговорка «Тяжела ты, шапка Мономаха»?
11. Сравните императорские короны Британской империи и Российской империи по истории создания, авторству, составу этих государственных символов. Используйте материалы энциклопедий и справочников.
12. Какие знаки государственного отличия в царской, советской и современной России изготовлены с применением бриллиантов?
13. В чем измеряется масса драгоценных камней? Почему эту меру так называют? Для ответа воспользуйтесь дополнительной литературой.

§ 5 Металлическая химическая связь

Атомы металлов характеризуются тремя особенностями. Они, как правило, имеют 1—3 электрона на внешнем энергетическом уровне. Однако у атомов олова и свинца валентных электронов четыре, у сурьмы и висмута — пять, а у полония — шесть. Почему же эти элементы являются металлами? Очевидно, начинает сказываться вторая особенность в строении атомов металлов — их сравнительно большой радиус. И наконец, атомы металлов имеют большое число свободных орбиталей. Так, у атома натрия, например, один валентный электрон располагается на третьем энергетическом уровне, который имеет девять орбиталей (одну *s*-, три *p*- и пять *d*-орбиталей).

При сближении атомов металлов их свободные орбитали перекрываются, и валентные электроны получают возможность перемещаться с орбитали одного атома на свободные и близкие по энергии орбитали соседних атомов. Атом, от которого «ушел» электрон, превращается при этом в ион. В результате этого в металлическом изделии или кусочке металла формируется совокупность электронов, которые непрерывно перемещаются между ионами. При этом, притягиваясь к положительным ионам металла, электроны вновь превращают их в атомы, затем снова отрываются, превращая в ионы, и так бесконечно. Следовательно, в простых веществах — металлах существует бесконечный процесс превращений «атом $\rightleftarrows$ ион», который осуществляют валентные электроны, а частицы, из которых состоят металлы, так и называются атом-ионами. Образование металлической связи условно можно изобразить схемой:

$$M^0 - n\bar{e} \rightleftarrows M^{n+}.$$

То же самое наблюдается и в металлических сплавах.



Металлической связью называют связь в металлах и сплавах, которая осуществляется совокупностью валентных электронов между атом-ионами металлов.

Металлическая связь неразрывно связана и с особым кристаллическим строением металлов и сплавов — ***металлической кристаллической решеткой***, в узлах которой расположены атом-ионы.

Металлическая кристаллическая решетка и металлическая связь определяют все наиболее характерные свойства металлов: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.

Пластичность — важнейшее свойство металлов — выражается в их способности деформироваться под действием механической нагрузки. Это важнейшее свойство металлов лежит в основе их обработки давлением (ковки, прокатки и др.), вытягивании из металлов проволоки под действием силы.

Пластичность металла объясняется тем, что под внешним воздействием одни слои атом-ионов в кристаллах легко смещаются, как бы скользят друг относительно друга без разрыва связи между ними. Некоторое представление об этом вам может дать простейший опыт-модель. Если между двумя плоскими стеклянными пластинками поместить несколько капель воды, то зеркальца будут легко скользить друг по другу, а вот разъединить их будет достаточно трудно. В нашем опыте вода играла роль совокупности валентных электронов металла.

Наиболее пластичны золото, серебро и медь. Недаром для своего знаменитого опыта, позволившего создать планетарную модель атома, Э. Резерфорд использовал именно золото, из которого можно изготовить самую тоненькую фольгу толщиной всего 0,003 мм. Такие же тонкие листочки фольги используют для золочения изделий, например деревянной резьбы. Так, в Большом Екатерининском дворце в Царском селе воссозданная заново знаменитая Янтарная комната потрясает воображение посетите-



Рис. 17. Фрагмент Янтарной комнаты





Рис. 18. Золотые маски, возраст которых насчитывает не одно тысячелетие

лей сиянием золоченой резьбы и мягким солнечным светом янтаря (рис. 17). Художественные изделия из золота, изготовление которых основано на его пластичности, дошли до нас через тысячелетия (рис. 18).

Высокая *электропроводность* металлов обусловлена наличием в них совокупности подвижных электронов, которые под действием электрического поля приобретают направленное движение. Лучшими проводниками электрического тока являются серебро и медь. Немного уступает им алюминий. Однако в большинстве стран все чаще электропроводка изготавливается не из меди, а из более дешевого алюминия. Хуже всего электрический ток проводят марганец, свинец и ртуть, а также вольфрам и некоторые другие тугоплавкие металлы. Электрическое сопротивление вольфрама настолько велико, что он начинает светиться при прохождении через него тока, что используют для изготовления нитей в лампах накаливания (рис. 19).

Теплопроводность металлов также объясняется высокой подвижностью электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися в узлах решетки атом-ионами металлов, обмениваются с ними энергией. С повышением температуры эти колебания ионов с помощью электронов передаются другим ионам, и температура металла быстро выравнивается. О практическом значении этого свой-



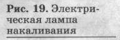


Рис. 19. Электрическая лампа накаливания



Рис. 20. Теплопроводность металлов позволяет использовать их для изготовления посуды

ства вы можете судить по равномерному нагреванию кухонной металлической посуды (рис. 20).

Гладкая поверхность металла или металлического изделия имеет *металлический блеск*, который является результатом отражения световых лучей. Высокой световой отражательной способностью обладают ртуть (ее раньше использовали для изготовления знаменитых венецианских зеркал; *почему теперь их производство прекратили?*), серебро, палладий и алюминий. Из последних трех металлов изготавливают в настоящее время зеркала, прожектора и фары (рис. 21).



а)



б)

Рис. 21. Отражающая способность зеркал (*а*) и прожекторов (*б*) обусловлена блеском применяемых при их изготовлении металлов

В порошке металлы теряют блеск, приобретая черную или серую окраску, и только магний и алюминий сохраняют его. Поэтому из алюминиевой пыли изготавливают краску серебрянку.

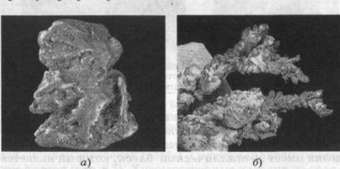


Рис. 22. Самородки: *а* — меди; *б* — золота

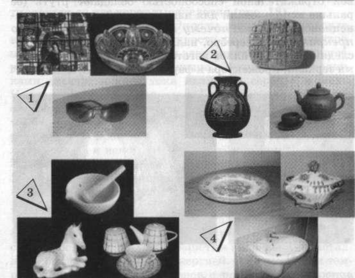


Рис. 23. Искусственные неметаллические сплавы: *1* — стекло; *2* — керамика; *3* — фарфор; *4* — фаянс





а) б) в)

Рис. 24. Природные неметаллические сплавы: *а* — гнейс; *б* — базальт; *в* — гранит

Большинство металлов имеют серебристо-белый цвет. Золото и медь окрашены соответственно в красно-желтый (червонный) или красно-желтый (медный) цвета. На рисунке 22 представлены причудливые самородки металлов, имеющие соответствующую окраску.

Металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решетка характерны не только для чистых металлов, но для их сплавов. Это отличает металлические сплавы от других сплавов, как искусственных (стекла, керамики, фарфора, фаянса (рис. 23)), так и природных (гнейсов, базальтов, гранитов и т. д.) неметаллических (рис. 24).

Еще в глубокой древности люди заметили, что металлические сплавы обладают другими, нередко более полезными свойствами, чем составляющие их чистые металлы. Например, у первого полученного человеком сплава — *бронзы* прочность выше, чем у составляющих ее меди и олова. *Сталь* и *чугун* прочнее чистого железа. Чистый алюминий — очень мягкий металл, сравнительно непрочный на разрыв. Но сплав, состоящий из алюминия, магния, марганца, меди, никеля, называемый *дюралюминием*, в 4 раза прочнее алюминия на разрыв и используется в самолетостроении (рис. 25), а потому образно называется «крылатым» металлом. Чистые металлы используют редко.

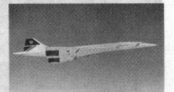
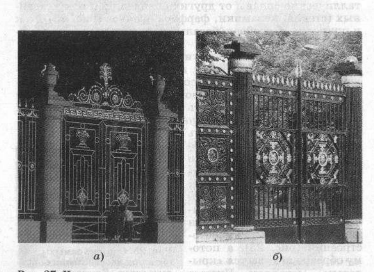


Рис. 25. Один из самых больших пассажирских самолетов «Конкорд» — 20 т дюралюминия



а) б)

Рис. 26. Скульптуры из бронзы:
а — Медный всадник; *б* — одна из четырех скульптур на Аничковом мосту



а) б)

Рис. 27. Художественные изделия из чугуна:
а — решетка Летнего сада; *б* — решетка Александровского сада

Чаще применяют их сплавы. Из чуть более 80 известных металлов созданы десятки тысяч различных сплавов.

Кроме большей прочности сплавы обладают и более высокой коррозионной стойкостью и твердостью, лучшими литейными свойствами, чем чистые металлы. Так, чистая медь очень плохо поддается литью, а оловянная бронза имеет прекрасные литейные качества — из нее отливают художественные изделия, которые требуют тонкой проработки деталей (рис. 26). Чугун — сплав железа с углеродом — также великолепный литейный материал (рис. 27).



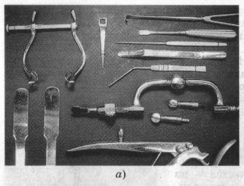
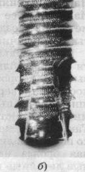
Рис. 28. Эйфелева башня — символ достижений техники XIX в.

Кроме высоких механических качеств, сплавам присущи свойства, которых нет у чистых металлов. Например, нержавеющая сталь — сплав на основе железа — даже в агрессивных средах обладает высокой коррозионной стойкостью и жаропрочностью.

Начавшаяся более 100 лет назад научно-техническая революция, затронувшая и промышленность, и социальную сферу, также тесно связана с производством металлов и сплавов (рис. 28). На основе вольфрама, молибдена, титана и других металлов начали создавать устойчивые к коррозии, сверхтвердые и тугоплавкие сплавы,



Рис. 29. Современные сплавы, содержащие вольфрам и рений, — основа космической техники

а) б)

Рис. 30. Хирургические инструменты (*а*) и имплантат, применяемый в стоматологии (*б*), изготовлены из сплавов, содержащих тантал и платину

применение которых значительно расширило возможности машиностроения. В ядерной и космической технике из сплава вольфрама и рения делают детали, выдерживающие температуру до 3000 °C (рис. 29). В медицине используют хирургические инструменты и имплантаты из сплавов тантала и платины (рис. 30).

1. Особенности строения атомов металлов. 2. Металлическая связь. 3. Металлическая кристаллическая решетка. 4. Физические свойства металлов: пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск. 5. Металлические сплавы (бронза, чугун, сталь, дюралюминий).

?

1. Какими особенностями характеризуется строение атомов металлов?
2. Что такое металлическая связь? Что сближает эту химическую связь с ионной и ковалентной связями?
3. Что представляет собой металлическая кристаллическая решетка?
4. Как особенности строения металлов — простых веществ сказываются на их физических свойствах?

5. Дайте сравнительную характеристику физических свойств металлов и укажите области их использования.
6. Приготовьте сообщение на тему «История возникновения и развития зеркального производства».
7. Какие периоды — «века» выделяют в истории человеческой цивилизации? Почему их так называют? Как можно назвать современный период? Почему?
8. Охарактеризуйте художественное значение металлов и сплавов. Приведите примеры.
9. Приготовьте сообщения на темы «Краткий очерк мировой истории металлических денег», «Металлические деньги в истории России».
10. Приготовьте сообщение на тему «Металлы и сплавы — материалы для древних и современных олимпийских наград».

§ 6 Водородная химическая связь

Рассмотрением водородной связи мы завершаем наше знакомство с типами химической связи. И это не случайно.

Во-первых, водородная связь — предмет дискуссий между физиками и химиками, с разных точек зрения рассматривающих этот тип химической связи. Физики утверждают, что это частный случай межмолекулярного взаимодействия, и аргументируют это тем, что энергия такой связи составляет всего лишь 4—40 кДж/моль, т. е. вписывается в энергетическую характеристику межмолекулярных сил. Большинство химиков придерживаются иной точки зрения, которая будет изложена ниже.

Во-вторых, рассмотрение водородной связи позволит сравнить эту химическую связь с другими типами и тем самым обобщить наши представления о природе химической связи вообще.

В-третьих, это самая значимая на нашей планете химическая связь, ибо она определяет структуру тех соединений, которые являются носителями жизни на Земле, отвечают за хранение и воспроизведение наследственной информации живых организмов.

Все рассмотренные ранее типы химической связи имеют названия, в основу которых положены следующие химические понятия: ионы, атомы, металлы. А водородная связь — специфический термин, связанный с конк-

ретным химическим элементом — водородом. Очевидно, это связано с особенностью строения атома водорода, имеющего один-единственный валентный электрон. Участвуя в образовании химической связи, этот электрон обнажает крохотное ядро атома водорода, представляющее собой не что иное, как обыкновенный протон.



Химическую связь между атомами водорода одной молекулы (или ее части) и атомами наиболее электроотрицательных элементов (фтор, кислород, азот) другой молекулы (или ее части) называют **водородной**.

Образованием межмолекулярной водородной связи объясняется тот факт, что даже вещества с небольшими относительными молекулярными массами при обычных условиях представляют собой жидкости (вода, спирты — метанол, этанол, пропанол, карбоновые кислоты — муравьиная, уксусная) или легко сжижаемые газы (аммиак, фтороводород).

Механизм образования водородной связи имеет двойную природу. С одной стороны, он состоит в электростатическом притяжении атома водорода, имеющего частичный положительный заряд, и атома кислорода (фтора или азота), имеющего частичный отрицательный заряд. С другой стороны, в образование водородной связи вносит свой вклад и донорно-акцепторное взаимодействие между почти свободной орбиталью атома водорода и неподеленной электронной парой атома кислорода (фтора или азота). Например, вода ассоциирована в жидкость за счет водородных связей, возникающих между молекулами-диполями.

$$\ldots \overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{\underset{\overset{\delta+}{H}}{O}}\!: \ldots \overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{\underset{\overset{\delta+}{H}}{O}}\!: \ldots \overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{\underset{\overset{\delta+}{H}}{O}}\!: \ldots$$

В жидкой воде образуются водородные связи между множеством молекул. А вот молекулы карбоновых кислот наиболее устойчивы в виде димеров, также образованных водородными связями:

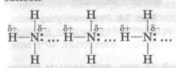
$$R-C\begin{matrix}\nearrow O \ldots HO \searrow \\ \searrow OH \ldots O \nearrow\end{matrix}C-R$$

Алхимическое правило растворения «подобного в подобном» объясняется образованием водородной связи между молекулами растворителя и молекулами растворенного вещества.

Так, метиловый и этиловый спирты, этиленгликоль и глицерин, уксусная и муравьиная кислоты неограниченно растворяются в воде, например:

$$\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{\underset{R}{O}}\!: \ldots \overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{\underset{\overset{\delta+}{H}}{O}}\!: \ldots \overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{\underset{R}{O}}\!:$$

Способность некоторых газов, например аммиака, за счет образования водородных связей



легко сжижаться (при давлении 0,9 МПа и комнатной температуре) и вновь переходить в газообразное состояние с поглощением теплоты позволяет использовать их в качестве хладоагентов в промышленных холодильных установках (рис. 31).



Рис. 31. Промышленная холодильная установка

Именно образованием водородных связей объясняются аномально высокие температуры кипения (100 °С) и плавления (0 °С) воды. При этом, в отличие от большинства других жидкостей, плотность воды при переходе в твердое состояние (лед, снег) не увеличивается, а уменьшается. Это объясняет тот факт, что лед легче воды и не тонет в ней (рис. 32), а потому глубокие



Рис. 32. Айсберг не тонет в воде

4–Габриелян, 11 кл.

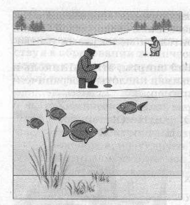


Рис. 33. Зимняя рыбалка возможна благодаря тому, что и зимой подо льдом кипит жизнь



Рис. 34. Ледяные узоры на стекле

водоемы не промерзают зимой до дна, тем самым сохраняя жизнь водным обитателям (рис. 33).

Водородные связи в немалой степени способствуют образованию кристаллов в виде бесконечного разнообразия снежинок и изморози (рис. 34).

Все рассмотренные выше примеры касались такой разновидности водородной связи, которую называют ***межмолекулярной водородной связью***. Однако еще более важна в организации структур молекул биополимеров ***внутримолекулярная водородная связь***. Эта связь определяет вторичную структуру белковых молекул. Полипептидная цепь закручена в спираль, витки которой удерживаются от раскручивания за счет образования водородных связей между пептидными фрагментами участков белковой молекулы (рис. 35).

Рис. 35. Вторичная структура молекулы белка создается за счет водородных связей

Будучи очень непрочной, водородная связь в белках может легко разрушаться — белки денатурируют. Такая денатурация может быть обратимой и необратимой.

Обратимая денатурация белковых молекул имеет социальное значение. Так, денатурирующими факторами белков человеческого организма могут служить механические воздействия, которым подвергаются работники дорожных служб, шахтеры, горняки и другие специалисты, использующие вибрирующие инструменты, действие высоких температур (рабочие горячих цехов — металлурги, стекловары и т. д.), электромагнитное излучение (врачи-рентгенологи, работники АЭС), химическое воздействие (работники химических производств) (рис. 36). Все перечисленные категории работников для компенсации вредного воздействия условий труда на организм пользуются предусмотренными законодательством РФ льготами: сокращенный рабочий день, продол-



Рис. 36. Профессии, связанные с вредным воздействием условий труда на организм человека: *1* — работники дорожных служб; *2* — металлурги; *3* — стеклодувы; *4* — работники химических производств; *5* — врачи-рентгенологи

жительный оплачиваемый отпуск, спецпитание, ранний выход на пенсию, более высокая заработная плата.

Необратимая денатурация белка вам хорошо известна по процессу варки яиц или приготовления мяса, рыбы и других белковых продуктов. О том, какие факторы могут привести к разрушению природной структуры белковых молекул, красноречиво расскажут несложные опыты. Если к раствору белка куриного яйца прилить немного этилового спирта или соли тяжелого металла (медного купороса, нитрата свинца (II)), то нетрудно будет заметить выпадение осадка вследствие денатурации белка. Аналогичным действием обладает никотин. Может быть, эти опыты помогут вам понять, как губительны такие вредные привычки, как курение и употребление спиртного.

Водородная связь играет важнейшую роль в организации структуры и функционирования таких природных биополимеров, как нуклеиновые кислоты.

Так, двойная спираль (рис. 37) дезоксирибонуклеиновой кислоты — ДНК (*из курса органической химии вспомните, из чего она состоит*) — построена в полном соответствии с принципом комплементарности, или дополнительности. Он заключается в том, что напротив аденинового нуклеотида (А) одной полинуклеотидной цепи всегда располагается не любой, а только тиминовый нуклеотид (Т), а напротив гуанинового нуклеотида (Г) — обязательно цитозиновый нуклеотид (Ц) (рис. 38). Все дело в том, что между этими нуклеотидами возникают водородные связи: между А и Т — две водородные связи, между Ц и Г — три.

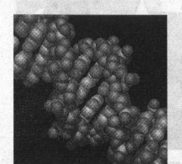


Рис. 37. Участок двойной спирали ДНК

Аналогичную роль играют водородные связи и в процессе передачи наследственной информации. Так, при самоудвоении ДНК (этот процесс, как вы помните, называют репликацией) водородные связи разрываются, полинуклеотидные цепи

раскручиваются и расходятся. Каждая цепь служит матрицей для образования на ней комплементарной цепи за счет возникновения новых водородных связей. Таким образом, после репликации образуются две дочерние молекулы ДНК, в каждой из которых одна спираль была взята из родительской ДНК, а вторая (комплементарная) спираль синтезирована заново (см. рис. 38).

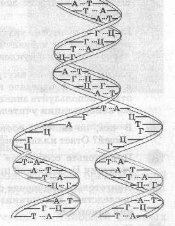


Рис. 38. Схема репликации ДНК. Верхняя часть спирали — старая ДНК, нижняя часть — две новые молекулы

Не менее важны водородные связи и в процессе транскрипции, т. е. переписывания информации о составе синтезируемого впоследствии белка на полинуклеотидную цепь иРНК. Аналогична роль водородных связей и в трансляции, т. е. передаче информации о последовательности аминокислот в белковой молекуле в рибосомы, где происходит ее сборка.

1. Водородная химическая связь. 2. Механизм образования водородной связи. 3. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. 4. Водородная связь в белках и нуклеиновых кислотах.

?

1. Что такое водородная связь? Какую точку зрения — физиков или химиков — вы разделяете по вопросу ее природы?
2. Каков механизм образования водородной связи? Какие виды водородной связи вы знаете?
3. Какими особыми свойствами обладают вещества с межмолекулярной водородной связью?

4 Какую роль играет межмолекулярная водородная связь в природе?

5 Какую роль играет внутримолекулярная водородная связь в организации нативной (природной) структуры биополимеров — белков и нуклеиновых кислот?

6 Какую роль играет внутримолекулярная водородная связь в хранении и передаче наследственной информации? При ответе используйте знания по курсу общей биологии, а также консультации учителей биологии и химии.

7 В чем, по-вашему, состоит социальная роль водородных связей? Ответ иллюстрируйте примерами.

8 Приготовьте сообщение об открытии структуры ДНК лауреатами Нобелевской премии Дж. Уотсоном и Ф. Криком.

9 Приготовьте сообщение о химической природе негативных последствий для организма человека курения и употребления алкоголя.

10 На примере водородных связей покажите незыблемость философского постулата об относительности истины.

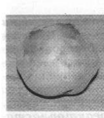
§ 7 Полимеры

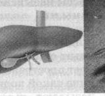
Знакомясь с внутримолекулярной водородной связью, мы рассмотрели такие биологически активные природные соединения, как белки и нуклеиновые кислоты, которые представляют собой биополимеры. В сознании любого человека, знающего основы химии, понятие «полимер» ассоциируется с чем-то необыкновенно большим, крупным. В действительности это так и есть.



Полимерами называют вещества, молекулы которых состоят из множества повторяющихся структурных звеньев, соединенных между собой химическими связями.

Помимо белков и нуклеиновых кислот, к *биополимерам*, т. е. природным полимерам, относятся знакомые вам полисахариды — крахмал, целлюлоза, гликоген, хитин и др. (рис. 39).







а) б) в)

Рис. 39. Биополимеры: *а* — крахмал в клубнях картофеля; *б* — гликоген — в клетках печени; *в* — хитин в панцирях ракообразных

Кроме природных полимеров, из курса органической химии вам знакомы также искусственные и синтетические полимеры.

Повторим и обобщим материал о наиболее важных группах известных вам полимеров.

Органические полимеры

Наиболее важные органические полимеры: пластмассы и волокна.



Пластмассы — это конструкционные материалы, содержащие полимер и способные при нагревании приобретать заданную форму и сохранять ее после охлаждения.

Как правило, пластмасса — это смесь нескольких веществ, а полимер — это лишь одно из них, но самое важное. Он связывает все компоненты пластмассы в единое целое. Поэтому полимер называют связующим. Первые пластмассы, как мы уже подчеркивали, были искусственными полимерами, а затем в качестве связующих стали применять и синтетические полимеры: фенолоформальдегидные смолы, полиэфиры и т. д.

Понятно, что превращать в готовые изделия удобно те пластмассы, которые обратимо твердеют и размяг-

чаются. Такие пластмассы называют ***термопластами*** или ***термопластичными полимерами***. К таким пластмассам относятся полиэтилен, полистирол, поливинилхлорид, полиамиды. Если же в процессе формования изделия происходит сшивка макромолекул и полимер, твердея, приобретает пространственную структуру, то в вязкотекучее состояние такой полимер вернуть нельзя. Такие пластмассы называют ***термореактопластами*** или ***термореактивными полимерами*** (например, фенолоформальдегидные, карбамидные и полиэфирные).

Кроме связующего (полимера) в пластмассы часто вводят разные добавки: наполнители, красители, а также вещества, повышающие механические свойства, термостойкость и устойчивость к старению. Наполнители не только значительно удешевляют пластмассы, но и придают им многие специфические свойства. Так, пластмассы с наполнителем в виде алмазной и карборундовой пыли — это абразивы, т. е. шлифовальный материал. Широкому применению пластмасс способствует их низкая стоимость, легкость переработки. По свойствам пластмассы часто не уступают металлам и сплавам, а иногда даже превосходят их.



Рис. 40. Области применения пластмасс

Основные потребители пластмасс — строительная индустрия, машиностроение, электротехника, транспорт, производство упаковочных материалов, товаров народного потребления (рис. 40).

Понятие «пластмассы» современными школьниками очень часто воспринимается как категория химическая, как нечто придуманное и синтезированное изобретателями-химиками. Однако многие полимеры встречаются в природе и не в форме брошенных человеком и загрязняющих ее отработанных изделий, а как натуральные вещества, синтезированные растительными и животными организмами. Так, растущее в Малой Азии дерево *Liuamber orientalis* выделяет пахучую смолу, называемую стираксом, которую еще 3000 лет назад древние египтяне использовали при бальзамировании умерших (рис. 41). Стиракс, так же как «драконова кровь», выделяемая малайской пальмой ротангом, представляет собой не что иное, как полистирол. Жук *Abax ater* в случае опасности выстреливает в атакующего жидкостью, состоящей в основном из мономерного метилметакрилата

$$CH_2{=}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}{-}COOCH_3,$$

который, полимеризуясь на теле врага, делает его неподвижным.

Основные полимеры и области применения изготовленных на их основе пластмасс приведены в таблице 2.

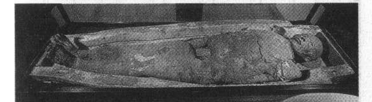


Рис. 41. Древние египтяне использовали природные полимеры для бальзамирования

Таблица 2

Название полимера	Структурное звено	Применение
	Термопласты	
Полиэтилен	$-CH_2-CH_2-$	Упаковочные пленки, бутылки, оболочки кабелей
Полипропилен	$-CH_2-CH(CH_3)-$	Детали автомобилей, трубы
Полистирол	$-CH_2-CH(C_6H_5)-$	Мензурки, корпуса телевизоров, игрушки
Поливинилхлорид	$-CH_2-CH(Cl)-$	Трубы, искусственная кожа, хозяйственные сумки
Полиметилметакрилат	$-CH_2-C(CH_3)(COOCH_3)-$	Органическое стекло для светильников, пуленепробиваемых окон, шприцев
Политетрафторэтилен	$-CF_2-CF_2-$	Тефлоновые покрытия посуды, электроизоляция
Полиэтилентерефталат	$-O-(CH_2)_2-O-CO-C_6H_4-CO-$	Волокна, бутылки
Полиамид	$-NH-(CH_2)_5-CO-$	Волокна
	Термореактопласты	
Полиуретан	$-R-NH-COO-R-OOC-NH-$	Детали автомобилей, подошвы для обуви, эластомеры, волокна, пенопласты
Силиконы	$-O-Si(O-)(R-)-O-Si(R)(O-)-$	Эластомеры, имплантаты, водоотталкивающие покрытия
Ненасыщенные полиэфиры	$-OCH_2CH_2OCOCH{=}CHCO-$	Цистерны, корпуса лодок
Фенолоформальдегидные смолы	$-C_6H_3(OH)-CH_2-$	Электроизоляторы, рукоятки ножей



Волокна



Волокна — это полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления текстильных материалов (нитей, жгутов, тканей).

Природные волокна по происхождению делят на растительные, животные и минеральные.

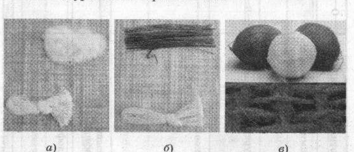
Волокна растительного происхождения (рис. 42) можно подразделить:

- на волокна, формирующиеся на поверхности семян (хлопок);
- на волокна стеблей растений — лубяные волокна (лен, джут, пенька);
- на волокна оболочек плодов (копра орехов кокосовой пальмы).

Наиболее важное волокно растительного происхождения — хлопковое, обладающее хорошими механическими свойствами, износоустойчивостью, термостабильностью, гигроскопичностью. Его применяют в производстве различных тканей и трикотажа, швейных ниток, ваты.

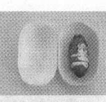
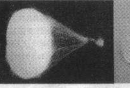
Лен применяют для изготовления бельевых, платьевых и декоративных тканей. Лубяные волокна используют в производстве тканей, из которых изготавливают тару (мешки), канатов, веревок.

К *волокнам животного происхождения* (рис. 43) относят натуральные шерсть и шелк.

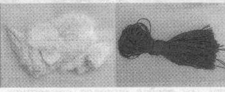


а) *б*) *в*)

Рис. 42. Волокна растительного происхождения:
а — хлопок; *б* — лен; *в* — копра орехов кокосовой пальмы


а)

б)

Рис. 43. Шелк (*а*) и шерсть (*б*) — это волокна животного происхождения

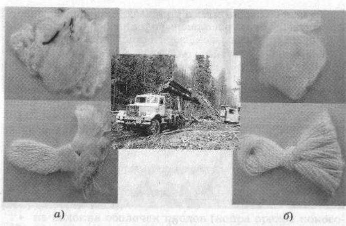
Натуральная шерсть характеризуется невысокой прочностью, большой эластичностью. Применяют ее для изготовления тканей бытового и технического назначения, трикотажа, валяльно-войлочных изделий.

Натуральный шелк вырабатывают многочисленные гусеницы и пауки. Самый известный шелк выделяют шелковичные черви *Bombix mori*.

Китайцам шелк был известен более чем за две с половиной тысячи лет до н. э. Секрет его изготовления охранялся государством, пока в 556 г. н. э. монахи из Европы не вывезли контрабандой из Китая яйца шелковичных червей, спрятав их в полые трости.

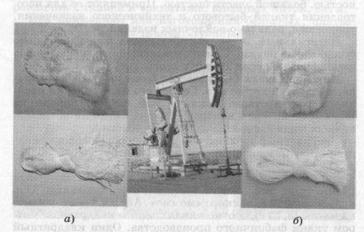
Натуральный шелк — это очень дорогое волокно, например в Японии шелковое кимоно стоит около 30 000 долларов.

Единицей измерения шелка служит мумми. Слово это не имеет ничего общего с египетскими мумиями. Оно происходит от японского «момме». *Мумме* — это единица массы (3,75 г), соотнесенная с одним квадратным метром ткани фабричного производства. Один квадратный метр большинства сортов шелка весит 16—22 мумми, однако некоторые китайские сорта весят только 4—8 мумми.



а) б)

Рис. 44. Вискозное (*а*) и ацетатное (*б*) — это искусственные волокна, их получают путем их химической модификации природных органических полимеров



а) б)

Рис. 45. Капрон (*а*) и лавсан (*б*) — это синтетические волокна. Сырьем для их получения являются, например, продукты переработки нефти

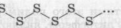
Химические волокна получают, как вы уже знаете, из растворов или расплавов волокнообразующих полимеров. Их подразделяют на следующие группы:

- ***искусственные*** (вискозное, ацетатное и др.), которые получают из природных полимеров или продуктов их переработки, главным образом из целлюлозы и ее эфиров (рис. 44);
- ***синтетические*** (капрон, лавсан, энант, найлон), которые получают из синтетических полимеров (рис. 45).

Неорганические полимеры

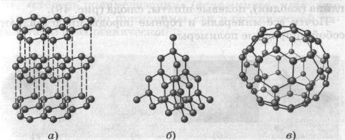
Рассмотрим еще одну группу полимеров, которые в сознании школьников редко связываются с этим понятием. Это неорганические полимеры.

Неорганическое природное волокно асбест мы уже упомянули. Другой неорганический полимер — серу пластическую — нетрудно получить из кристаллической серы, выливая ее расплав в холодную воду. В результате получается резиноподобное вещество, строение которого можно отобразить так:



Структурным звеном в этом полимере являются атомы серы.

Другие неорганические полимеры, имеющие атомную структуру, — это все аллотропные видоизменения углерода (рис. 46), селен и теллур цепочечного строения,



а) б) в)

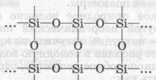
Рис. 46. Неорганические полимеры, имеющие атомную структуру: *а* — графит; *б* — алмаз; *в* — фуллерен



Рис. 47. Солнечная батарея изготовлена из кристаллического кремния

красный фосфор, кристаллический кремний. Последний обладает полупроводниковыми свойствами и используется для изготовления солнечных батарей (рис. 47).

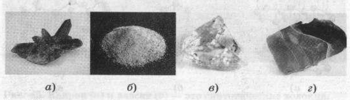
Мы привели примеры простых веществ, имеющих полимерную атомную структуру. Еще более разнообразны атомные структуры у полимеров — сложных веществ. Это, например, оксид кремния (IV):



Разновидностями этого полимера, который образует основную массу литосферы, являются кварц, кремнезем, горный хрусталь, агат (рис. 48).

Не менее распространен и такой важный для литосферы полимер, как оксид алюминия. Чаще всего оба эти полимера образуют минералы, имеющие общее название *алюмосиликаты*. К ним относятся, например, белая глина (каолин), полевые шпаты, слюда (рис. 49).

Почти все минералы и горные породы представляют собой природные полимеры.



а) б) в) г)

Рис. 48. Природные формы оксида кремния (IV): *а* — кварц; *б* — кремнезем; *в* — горный хрусталь; *г* — агат





а) б) в)

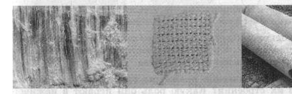
Рис. 49. Алюмосиликаты: *а* — каолин; *б* — полевой шпат; *в* — слюда

Среди неорганических полимеров встречаются и волокна.

К *минеральным волокнам* (рис. 50, *а*) относят асбест, издавна известный на Руси под названием «горный лен». Из него на предприятиях хозяина «Каменного пояса» (так нередко называли Уральские горы) промышленника и предпринимателя П. Н. Демидова изготавливали несгораемое белье, которое тот в качестве экзотических презентов дарил знатным людям, в том числе и императрице Екатерине Великой.

Асбест в наши дни используют для производства тепло- и огнезащитных химически стойких и других технических изделий и тканей (рис. 50, *б*).

На этом материале вы смогли убедиться, что химия полимеров — это универсальная химическая категория, а ее понятия: «мономер», «полимер», «структурное звено», «степень полимеризации» (*вспомните, что это такое*) одинаково применимы как в органической химии, так и в неорганической.



а) б)

Рис. 50. Минеральное волокно — асбест (*а*) и изделия из него (*б*)

1. Полимеры. 2. Пластмассы. 3. Классификация полимеров по происхождению (биополимеры, искусственные и синтетические полимеры) и по отношению к нагреванию (термопласты и термореактопласты). 4. Применение пластмасс. 5. Волокна. 6. Природные волокна (животные, растительные и минеральные), химические волокна (искусственные и синтетические). 7. Неорганические полимеры.

?

1. Что такое полимер, мономер, структурное звено, степень полимеризации? При ответе используйте знания, полученные из курса органической химии.
2. Какие биополимеры вы знаете? Охарактеризуйте их с использованием понятий, перечисленных в первом вопросе.
3. Вспомните из курса органической химии особенности строения, свойств и применения крахмала и целлюлозы. Сравните их.
4. Что такое пластмассы? На какие группы их делят: а) по отношению к нагреванию; б) по происхождению?
5. Вспомните, что такое полимеризация и поликонденсация. Сравните их. Приведите примеры. При ответе на этот вопрос используйте знания как по органической химии, так и по общей биологии.
6. Что такое волокна? На какие группы их делят? Приведите примеры и расскажите о значении конкретных представителей каждой группы.
7. Запишите уравнение реакции полимеризации вещества, выделяемого тропическим жуком в случае опасности.
8. Приготовьте сообщение на тему «Синтетические полимерные материалы и их роль в современной технике».
9. Приготовьте сообщение по материалам таблицы, приведенной в параграфе, о роли термопластов и термореактопластов в жизни современного общества.
10. Какие неорганические полимеры вам известны? Что общего в их строении? Какую роль они играют в неживой природе?

§ 8 Газообразные вещества

Большинство веществ в зависимости от условий могут находиться в одном из трех фазовых, или агрегатных, состояний: газообразном, жидком или твердом. Например, вода встречается в трех агрегатных состояниях (рис. 51): жидкая, твердая (лед) и газообразная (водяной пар).

В газовой фазе расстояние между атомами или молекулами во много раз превышает размеры самих частиц. При атмосферном давлении объем сосуда в сотни тысяч

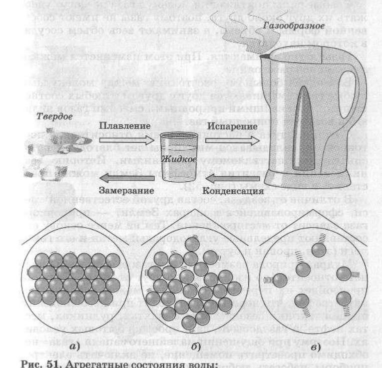


Рис. 51. Агрегатные состояния воды:
а — твердое; *б* — жидкое; *в* — газообразное

раз больше собственного объема молекул газа, поэтому для газов выполняется закон Авогадро:



в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Из этого закона вытекает важное следствие: 1 моль любого газа при нормальных условиях (760 мм рт. ст. и 0 °C) занимает объем 22,4 л. Этот объем, как вы знаете, называют ***молярным объемом газов*** ($V_M = 22,4$ л/моль).

Слабые силы притяжения молекул газа не могут удержать их друг около друга, поэтому газы не имеют собственной формы и объема, а занимают весь объем сосуда, в котором находятся.

Газы легко сжимаются. При этом изменяется межмолекулярное расстояние.

Благодаря большому расстоянию между молекулами любые газы смешиваются друг с другом в любых соотношениях. Важнейшими природными смесями газов являются воздух и природный газ.

Состав воздуха в настоящее время относительно постоянен, он складывался миллионы лет благодаря фотосинтезу, осуществляемому растениями. Историю возникновения и развития атмосферы Земли можно представить в виде схемы (рис. 52).

В отличие от воздуха, состав другой естественной смеси, сформировавшейся в недрах Земли, — природного газа зависит от месторождения. Тем не менее основу его составляют предельные углеводороды: метан и его гомологи (этан, пропан и бутан).

Мудрая природа разместила эти газовые смеси на планете относительно изолированно друг от друга. Если же произойдет их перемешивание, это может закончиться катастрофой, что нередко происходит при несоблюдении правил техники безопасности в шахтах, рудниках, местах нефте- и газодобычи, да и просто в бытовых условиях. Поэтому при ощущении малейшего запаха «газа» необходимо проветрить помещение, не включать электроприборы, избегать любого огня и немедленно обратиться в газовую службу города.

РАННЯЯ ВУЛКАНИЧЕСКАЯ АТМОСФЕРА

Метан + O_2 → Оксид углерода (IV) Аммиак Вода
CH_4 CO_2 NH_3 H_2O

Конденсация

CO_2 растворился в океане, затем сконцентрировался в раковинах, образовав карбонат кальция

Растения (фотосинтез)

Взаимодействие с кислородом, денитрификация бактериями в почве

Океан

Осадочные породы: известняк

мел

Часть углерода попала в каменный уголь

АТМОСФЕРА СЕЙЧАС
Кислород O_2 (21%) Азот N_2 (78%)

Рис. 52. История возникновения и развития атмосферы Земли

Природный газ — это не только дешевое, экологически чистое, энергетически и экономически выгодное топливо, но также и ценное химическое сырье. Один из продуктов переработки природного газа — это водород.

Водород H_2 — это самый легкий газ, который используют для производства аммиака, хлороводорода, получения маргарина, водородной резки и сварки металлов, в качестве топлива для двигателей космических кораблей (рис. 53). Водород — это перспективное экологически чистое автомобильное топливо.

В лаборатории водород получают чаще всего в аппарате Киппа (рис. 54) взаимодействием цинка с соляной кислотой:

$$\overset{2\bar{e}}{Zn + 2HCl} = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

Так как водород самый легкий из газов, его собирают в перевернутый вверх дном сосуд. Определяют чистоту водорода по характерному звуку взрыва его небольшого количества. Этот эффект может быть разным: глухой хлопок, если в сосуде находился чистый водород, и характерный «лающий» звук, если водород содержал примесь воздуха (рис. 55).

Смесь двух объемов водорода и одного объема кислорода называют *гремучим газом*, так как она при поджигании взрывается.



Рис. 53. Водород — топливо для космических кораблей

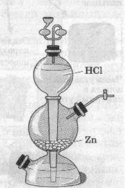


Рис. 54. Аппарат Киппа

Кислород O_2, как вы уже знаете, составляет 21% атмосферы. Кроме кислорода, в верхних слоях атмосферы содержится аллотропное видоизменение кислорода — ***озон*** O_3. Атмосферный озон интенсивно поглощает ультрафиолетовые лучи. Таким образом, озоновый слой защищает жизнь на Земле от их губительного воздействия. Вместе с тем атмосфера пропускает инфракрасное излучение Солнца. Атмосфера, благодаря содержащемуся в ней озону, углекислому газу и водяному пару, малопроницаема для инфракрасного излучения Земли. Если бы эти газы не содержались в атмосфере, Земля превратилась бы в безжизненный шар, средняя температура на поверхности которого была бы −23 °С, в то время как фактически она равна +14,8 °С.

Состав атмосферы может изменяться в результате антропогенного (вызванного деятельностью человека на природу) загрязнения. Например, оксиды серы и азота образуют в атмосфере азотную и серную кислоты, которые выпадают в виде *кислотных дождей* и вызывают гибель растений и животных (рис. 56). Они наносят большой вред архитектурным и скульптурным памятникам

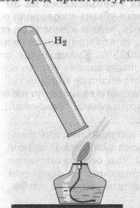


Рис. 55. Проверка водорода на чистоту

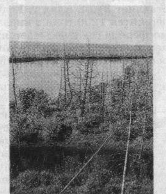


Рис. 56. Погибший от кислотных дождей хвойный лес



Рис. 57. Разрушенные кислотными дождями скульптуры

(рис. 57), разрушают металлические крыши и конструкции — мосты и опоры.

Искусственное загрязнение окружающей среды оказывает косвенное воздействие на атмосферу, изменяя ее свойства. Так, в результате увеличивающегося сжигания топлива и уменьшения площадей, занятых растительностью, фотосинтетическое восстановление кислорода из углекислого газа в настоящее время уменьшилось на 30% за последние 10 тыс. лет. Ежегодная убыль кислорода составляет 31,62 млрд т. Если учесть, что в атмосфере содержится 1200 трлн т кислорода, то его количество в атмосфере за год уменьшается на 0,0025%. Казалось бы, это немного, но, очевидно, в конце концов может встать вопрос о введении ограничений на потребление кислорода.

Накопление в атмосфере углекислого газа и других веществ в атмосфере — причина *парникового эффекта*.



Парниковый эффект — нагревание внутренних слоев атмосферы Земли, обусловленное прозрачностью атмосферы для основной части излучения Солнца и поглощением атмосферой части теплового излучения поверхности планеты, нагретой Солнцем.

Рассмотрим это явление. Максимальная концентрация озона в атмосфере наблюдается на высоте 20—25 км. Известно, что озон поглощает ультрафиолетовые лучи. При этом он сильно разогревается и препятствует потере тепла нижними слоями атмосферы. Помимо этого, озон, как и углекислый газ, поглощает инфракрасное излучение Земли. Следовательно, озон не только спасает все живое на Земле от ультрафиолетовых лучей, но вместе с углекислым газом играет важную роль в тепловом балансе атмосферы Земли.

Парниковый эффект приводит к глобальному потеплению климата. Чтобы понять, как оно возникает, вспомните, как нагревается автомобиль изнутри, когда он стоит с закрытыми окнами на солнце. Солнечный свет проникает через стекла и поглощается сиденьями и другими предметами салона. При этом световая энергия превращается в тепловую, которую предметы отражают в виде инфракрасного излучения. В отличие от света, оно почти не проникает сквозь стекла наружу, т. е. остается внутри автомобиля. За счет этого повышается температура. То же самое происходит и в парнике, отчего и произошел термин «парниковый эффект».

Атмосфера — это не только среда, в которой мы живем. Воздух атмосферы служит основным источником получения кислорода в промышленности. Области применения кислорода можно охарактеризовать двумя словами — дыхание (рис. 58) и горение (рис. 59).

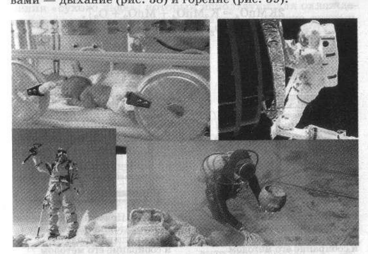


Рис. 58. Кислород необходим для дыхания

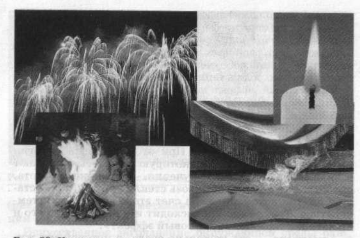


Рис. 59. Кислород поддерживает горение

В лаборатории кислород получают разложением перманганата калия (рис. 60) или пероксида водорода (рис. 61):

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow,$$
$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow.$$

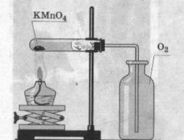


Рис. 60. Получение кислорода в лаборатории разложением перманганата калия и собирание его методом вытеснения воздуха

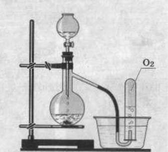


Рис. 61. Получение кислорода в лаборатории разложением пероксида водорода и собирание его методом вытеснения воды

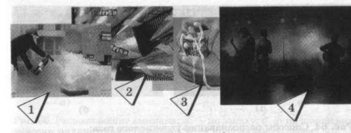


Рис. 62. Применение углекислого газа: *1* — тушение пожаров; *2* — хранение мороженого; *3* — производство шипучих напитков; *4* — создание спецэффектов на сцене

Собирают кислород в сосуд методом вытеснения воздуха (см. рис. 60), так как он немного тяжелее воздуха, или методом вытеснения воды (см. рис. 61), так как он в ней малорастворим.

Распознают кислород по вспыхиванию внесенной в пробирку с этим газом тлеющей лучинки.

Углекислый газ CO_2 широко применяют для изготовления шипучих напитков, тушения пожаров и получения «сухого льда», который используют для охлаждения и хранения продуктов питания, в первую очередь мороженого (рис. 62).

В промышленности углекислый газ получают обжигом известняка:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow.$$

В лаборатории оксид углерода (IV) получают действием соляной кислоты на мрамор:

$$CaCO_3 + 2HCl = $$
$$= CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Собирают углекислый газ в сосуд методом вытеснения воздуха, так как оксид углерода (IV) почти в 1,5 раза тяжелее его (рис. 63).

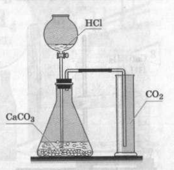
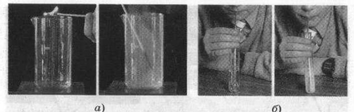


Рис. 63. Углекислый газ собирают в сосуд методом вытеснения воздуха



а) б)

Рис. 64. Способы распознавания углекислого газа: *а* — тлеющей лучинкой; *б* — известковой водой

Распознают углекислый газ или с помощью горящей лучинки, которая гаснет в его атмосфере (углекислый газ не поддерживает горение) (рис. 64, *а*), или по помутнению известковой воды (рис. 64, *б*):

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Из воздуха получают не только кислород, но и азот, который вместе с водородом служит сырьем для получения ценного газообразного продукта — ***аммиака*** NH_3:

$$3H_2 + N_2 \underset{}{\overset{Fe,\ t,\ p}{\rightleftarrows}} 2NH_3.$$

В лаборатории аммиак получают взаимодействием щелочей с солями аммония (рис. 65):

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = $$
$$= CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3\uparrow.$$

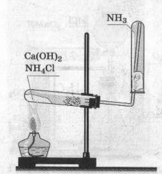
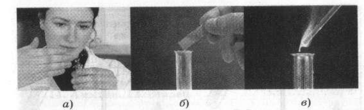


Рис. 65. Лабораторный способ получения аммиака

Аммиак легче воздуха, поэтому его собирают методом вытеснения воздуха в перевернутый вверх дном сосуд. Распознают аммиак тремя способами: а) по запаху; б) по изменению окраски влажной лакмусовой бумажки (с красного цвета на синий); в) по появлению дыма при поднесении стеклянной палочки, смоченной соляной кислотой (рис. 66).



а) б) в)

Рис. 66. Распознавание аммиака: *а* — по запаху; *б* — по изменению окраски индикаторной бумажки; *в* — по появлению дыма при поднесении стеклянной палочки, смоченной соляной кислотой

Природный газ служит сырьем для получения ценных газообразных органических соединений, например этилена.

Этилен (C_2H_4, или $CH_2{=}CH_2$) применяют для получения других органических соединений (рис. 67). В промышленности этилен получают дегидрированием этана:

$$CH_3{-}CH_3 \xrightarrow{кат.,\ t} CH_2{=}CH_2 + H_2.$$

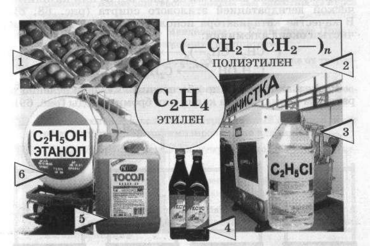


Рис. 67. Применение этилена: *1* — в овощехранилищах для ускорения созревания плодов; *2—6* — производство органических соединений (полиэтилена *2*, растворителей *3*, уксусной кислоты *4*, спиртов *5*, *6*)

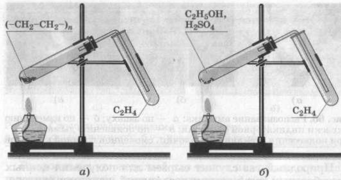


Рис. 68. Лабораторные способы получения этилена: *а* — деполимеризация полиэтилена; *б* — каталитическая дегидратация этилового спирта

В лаборатории этилен получают двумя способами: деполимеризацией полиэтилена (рис. 68, *а*) или каталитической дегидратацией этилового спирта (рис. 68, *б*). В качестве катализатора используют белую глину или чистый оксид алюминия:

$$(-CH_2-CH_2-)_n \xrightarrow{t} nCH_2{=}CH_2,$$

$$C_2H_5OH \xrightarrow{\text{кат.},\ t} C_2H_4 + H_2O.$$

Распознают этилен по обесцвечиванию подкисленного раствора перманганата калия или бромной воды (рис. 69).

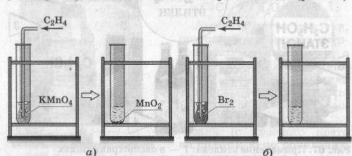


Рис. 69. Распознавание этилена с использованием: *а* — раствора перманганата калия; *б* — бромной воды

1. Агрегатные состояния веществ (газообразное, жидкое и твердое). 2. Закон Авогадро. 3. Молярный объем газов. 4. Свойства газов. 5. Воздух и природный газ — природные газообразные смеси. 6. Водород. 7. Кислород и озон. 8. Кислотные дожди. 9. Парниковый эффект. 10. Углекислый газ. 11. Аммиак. 12. Этилен.

?

1. Какие агрегатные состояния вещества вы знаете?
2. Сформулируйте закон Авогадро и следствие из него.
3. Рассчитайте массу оксида азота (IV), который при нормальных условиях занимает объем 67,2 л.
4. Найдите объем, который занимают (при н. у.) 32 г оксида серы (IV).
5. Назовите, какие еще газовые законы вам известны из курса физики.
6. Сформулируйте закон Менделеева — Клапейрона. Придумайте задачу на его применение и решите ее.
7. Чем отличается газообразное состояние вещества от твердого и жидкого?
8. Как сформировалась атмосфера Земли? Каков ее состав?
9. Как деятельность человека (антропогенный фактор) влияет на атмосферу? Как минимизировать это влияние?
10. Приготовьте сообщение на тему «Озоновый щит планеты».
11. Как получить, собрать и распознать: а) водород; б) кислород; в) углекислый газ; г) аммиак; д) этилен?
12. Как получают в промышленности: а) водород; б) кислород; в) углекислый газ; г) аммиак; д) этилен? Назовите области их применения.
13. Подготовьте сообщение на тему «Парниковый эффект в атмосфере Земли и его возможные последствия».
14. Предложите проблематику международной конференции, посвященной сотрудничеству по защите атмосферы.

§ 9 Жидкие вещества

Жидкое состояние вещества характеризуется тем, что молекулы его находятся непосредственно друг возле друга, поэтому при попытке изменить объем жидкости даже на малую величину начинается деформация самих молекул, поэтому жидкости малосжимаемы. Они текучи, т. е. не имеют своей формы, а принимают форму сосуда, в котором находятся. Если же жидкость поместить в условия невесомости, то она примет форму шара или круглой капли (рис. 70).

Самое важное и уникальное вещество на нашей планете — это вода.

Жизнь зародилась в воде. Животные, растения, человек состоят на 70—80% из воды. Потеряв 50% своей массы в результате голодания, человек еще может остаться в живых. Но потеря 15—20% массы тела в результате обезвоживания смертельна.

Все реакции обмена веществ в организме человека, и в первую очередь реакции гидролиза, протекают или с участием воды, или в водной среде.

Вода — не только условие жизни индивидуального организма. Без нее было бы невозможно существование биосферы, т. е. жизни на Земле вообще, поскольку круговорот веществ и энергии в биосфере возможен только с участием воды.

Круговорот воды в природе осуществляется непрерывно (рис. 71). С поверхности Мирового океана ежегодно испаряется 453 000 км^3 воды. Осадки, выпадающие на Землю, составляют 525 000 км^3. Превышение происходит за счет испарения воды с других водных поверхностей и транспирации (испарения) влаги растениями.

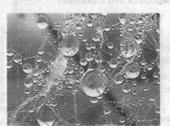


Рис. 70. Капля жидкости имеет форму шара

Испаряющаяся вода, конденсируясь, образует облака и в виде осадков выпадает на землю. Эти осадки поглощаются почвой, и в результате подземного и поверхностного стока воды вновь возвращаются в моря и океаны.

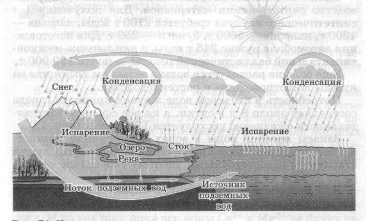


Рис. 71. Круговорот воды в природе

Круговорот воды — это хорошо отрегулированный механизм, который беспрерывно «качает» воду из океана на материки и обратно, при этом вода очищается.

Водные ресурсы Земли составляет соленая и пресная вода. Причем 97,2% от общего запаса (1345 млн км^3) приходится на воды Мирового океана. На долю пресной воды остается 2,8%, но если исключить полярные ледники, пока еще недоступные для использования, то, увы, приходится констатировать, что практически приходится использовать лишь 0,3% водных ресурсов.

Теоретически можно считать водные ресурсы неисчерпаемыми, если принять, что при их рациональном использовании они непрерывно возобновляются в процессе круговорота. Вместе с тем потребление воды увеличивается, так как она служит одним из главных видов сырья для промышленности. Ее в огромных количествах используют в качестве теплоносителя и теряют в процессе охлаждения и подогрева. В металлургии для выплавки 1 т чугуна и переплавки его в сталь требуется 300 т воды, для получения 1 т меди — 500 т, 1 т никеля — 4000 т воды.

Одним из главных потребителей воды является производство синтетических материалов. Для получения 1 т синтетического каучука требуется 2100 т воды, лавсана — 4200 т, капрона — 5600 т, бумаги — 250 т. Для изготовления автомобиля нужно 246 т воды, а для запуска межконтинентальной баллистической ракеты — почти 190 000 т.

Еще больше расходуется воды в сельском хозяйстве на нужды животноводства и растениеводства.

Потребность в питьевой воде жителя крупного города составляет около 8 л в сутки, а на все сферы жизнедеятельности ежедневно расходуется 175 л воды (рис. 72).

Запасы пресной воды в зонах интенсивной хозяйственной деятельности и проживания большинства людей становятся недостаточными, поэтому уже сейчас необходимо думать о ее сбережении.

Для потребителя важна такая характеристика воды, которую называют *жесткостью*.

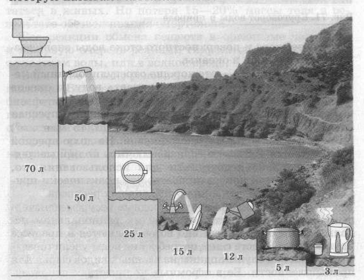


Рис. 72. Потребление воды в быту на различные нужды



Жесткой называют воду, содержащую ионы кальция и магния.

Содержание этих катионов в воде обусловливают растворимые соединения кальция и магния, например соли (хлориды, нитраты, сульфаты).

В жесткой воде мыло не мылится, при стирке белья повышается расход моющих средств, а волосы при мытье секутся. Все дело в том, что мыла́ представляют собой натриевые (твердые) или калиевые (жидкие) соли жирных кислот, общую формулу которых можно условно записать так: RCOONa или RCOOK. Как и все калиевые и натриевые соли, мыла́ растворимы в воде и диссоциируют:

$$RCOONa \longrightarrow RCOO^- + Na^+,$$

чего не скажешь об аналогичных солях кальция и магния. И до тех пор, пока все ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} не будут переведены с помощью мыла в осадок, оно мылить, т. е. стирать и мыть, не будет:

$$2RCOO^- + Ca^{2+} \longrightarrow (RCOO)_2Ca\downarrow.$$

В жесткой воде плохо развариваются мясо и крупы.

Эти неприятности, которые приносит человеку жесткая вода, далеко не исчерпывают их список. Загляните внутрь чайника или, если в вашем доме или квартире делали капитальный ремонт, в разрез трубы центрального отопления. Что наблюдаете? Белый, сероватый, рыжеватый рыхлый слой накипи. Оказывается, не только средние растворимые соли кальция и магния являются причиной жесткости воды, но и особая группа солей, которые называют кислыми.



Кислыми называют соли, которые являются продуктами неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл.

Такие соли могут дать только многоосновные кислоты, в том числе угольная. Например, вам хорошо известна средняя натриевая соль угольной кислоты — карбонат натрия Na_2CO_3 (ее называют технической содой), продукт полного

замещения двух атомов водорода в молекуле угольной кислоты H_2CO_3 на натрий. На каждой кухне обязательно имеется еще одна сода — питьевая, или пищевая. Это кислая соль — гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$ — продукт неполного замещения атомов водорода в молекуле угольной кислоты H_2CO_3 на натрий. Почему соль называют кислой? Потому что в составе кислотного остатка, как в кислоте, присутствует атом водорода.

Аналогично натрию карбонат и гидрокарбонат образуют кальций и магний. Эти соли прекрасно иллюстрируют зависимость свойств веществ от их состава: если гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде и диссоциируют, обусловливая тем самым ее жесткость:

$$Ca(HCO_3)_2 = Ca^{2+} + 2HCO_3^-,$$

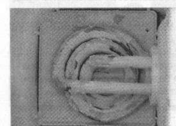
то карбонаты нерастворимы.

При нагревании воды, содержащей гидрокарбонаты кальция и магния (жесткой воды), последние превращаются в нерастворимые карбонаты:

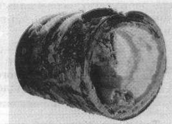
$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Именно они и образуют накипь в чайнике, трубах центрального отопления, паровых котлах и т. д. (рис. 73).

Жесткость воды, обусловленную содержанием в ней гидрокарбонатов кальция и магния и устраняемую кипячением, называют ***временной***. Жесткость воды, обусловленную содержанием в ней других соединений кальция и магния и кипячением неустраняемую, называют ***постоянной***.



а)



б)

Рис. 73. Накипь: *а* — на термоэлементе электрического чайника; *б* — в трубе центрального отопления

И временная, и постоянная жесткость воды легко устраняются добавлением соды:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl,$$

или

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow.$$

Самая жесткая природная вода — это морская вода. Общее среднее содержание солей в Мировом океане составляет 35 г/л. Самые мягкие природные воды — это дождевая и талая, содержание солей в которых близко к нулю. Самая мягкая искусственная вода — дистиллированная. Казалось бы, дистиллированная вода наиболее полезна для организма. Однако ее использование нежелательно и даже вредно, так как она «вымывает» из организма человека необходимые ему минеральные соли. Эти соли поступают в организм с пищей и напитками, в том числе с ***минеральной водой***, природной или искусственной.

В водах некоторых природных источников имеются катионы K^+, Na^+, Ca^{2+}, Mg^{2+} и др., а также анионы Cl^-, SO_4^{2-}, HCO_3^- и др., т. е. необходимые организму минеральные соли, содержание которых превышает 1 г/л. Такие воды называют ***минеральными***, как и их источники. Наиболее богат минеральными источниками одноименный район Кавказских Минеральных Вод. Так, например, наиболее известная и широко применяемая минеральная вода — кисловодский «Нарзан» — рекомендована как лечебно-столовая сульфатно-гидрокарбонатная вода. Содержание солей в ней составляет 2—3 г/л.

Переходными свойствами от жидких веществ к твердым кристаллическим обладают ***жидкие кристаллы***. Подобно жидкостям, они текучи. Подобно кристаллическим веществам, они обладают сравнительно упорядоченным расположением молекул.

Жидкие кристаллы весьма распространены в природе. Они входят в состав многих живых тканей, в первую очередь тех, которые помогают живым организмам ориентироваться в пространстве.

Как правило, молекулы жидких кристаллов имеют сильно вытянутую линейную форму. При различных условиях (нагревании, действием электрического или магнитного поля) оси линейных молекул жидких кристаллов ориентируются в пространстве, что приводит к изменению свойств вещества, например его цвета. На этом




а)　　　　б)

Рис. 74. Жидкие кристаллы применяют для изготовления:
а — телевизоров с плоским экраном; *б* — мониторов компьютеров

основано использование жидких кристаллов в дисплеях электронных приборов, буквенно-цифровых индикаторах электронных часов, микрокалькуляторах и т. д. В настоящее время жидкие кристаллы применяют также для изготовления телевизоров с плоским экраном и мониторов компьютеров (рис. 74).

1. Вода, ее биологическая роль. 2. Круговорот воды в природе. 3. Применение воды в промышленности, сельском хозяйстве и быту. 4. Жесткость воды. 5. Временная и постоянная жесткость воды и способы ее устранения. 6. Кислые соли. 7. Минеральные воды. 8. Жидкие кристаллы, их использование.

?

1. Чем отличаются жидкости от газов?
2. Охарактеризуйте биологическую роль воды в живом организме.
3. Опишите круговорот воды в природе.
4. Достаточно ли запасов пресной воды на планете? Можно ли отнести воду к возобновляемым природным ресурсам? Обоснуйте свою точку зрения.
5. Предложите свой проект по режиму экономии бытового потребления воды.
6. Какова роль воды в различных промышленных производствах? Предложите свой проект по режиму экономии производственного потребления воды.
7. Какую воду называют жесткой? Какие виды жесткости воды различают? Какой вред человеку наносит жесткая вода? Как устранить жесткость воды?
8. Что такое минеральная вода? Для каких целей ее используют?
9. На примере жесткости воды и содержания солей в минеральной воде покажите единство и борьбу противоположностей.
10*. Вычислите объем 108 кг водяных паров (при н. у.).
11. Почему жидкие кристаллы можно рассматривать как промежуточное звено между жидким и кристаллическим строением вещества? Какими свойствами они обладают? Где их используют?

§ 10 Твердые вещества

В твердых веществах расстояние между частицами (молекулами, атомами, ионами), как и в жидкостях, сопоставимо с размерами самих частиц. Однако силы их взаимодействия настолько велики, что перемещение частиц относительно друг друга затруднено. Поэтому твердые вещества лишены такого характерного для жидкостей свойства, как текучесть, следовательно, тела, состоящие из твердых веществ, сохраняют не только объем, но и форму.

Твердые вещества по своему строению и свойствам подразделяют на ***кристаллические*** и ***аморфные***.

Как вы знаете, атомы, молекулы или ионы твердых веществ, в отличие от жидкостей или газов, занимают строго определенное место в пространстве, которое называют ***узлом***. Если соединить узлы, в которых находятся частицы твердого вещества, воображаемыми линиями, то получается правильная пространственная решетка, называемая ***кристаллической***. Вы знаете четыре типа кристаллических решеток: ионные, атомные, молекулярные и металлические, можете назвать физические свойства веществ, имеющих определенные кристаллические решетки, которые заметно различаются. Однако у всех кристаллических

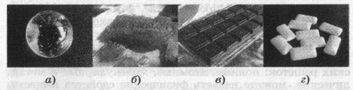
веществ есть одно общее свойство: каждое из них имеет свою, строго определенную температуру плавления.

Что же такое аморфные вещества? Это твердые вещества (рис. 75), так как они, подобно кристаллическим, сохраняют свою форму достаточно долго. Однако через длительный промежуток времени форма тел, изготовленных из таких веществ, все же изменяется, и это сближает их с жидкостями. Например, восковая свеча, поставленная вертикально, через некоторое время утолщается внизу. Попробуйте проделать нечто подобное с обыкновенной жевательной резинкой или кусочком пластилина. Результат будет таким же. По мере повышения температуры процесс размягчения ускоряется. Определенной температуры плавления у аморфных веществ, в отличие от кристаллических, нет.

В аморфных веществах образующие их частицы не имеют определенного расположения по всему объему, как в кристалле. Частицы, образующие аморфное вещество, расположены беспорядочно, и только ближние атомы или молекулы-соседи располагаются в относительном порядке.

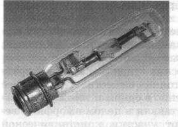
Помните, как у Пушкина: «Вода и камень, лед и пламень»? Камень у поэта — символ твердости. Вы, разумеется, сможете назвать причину этого свойства камня. Он, как кусочек горной породы, состоит преимущественно из оксида кремния (IV), который имеет атомную кристаллическую решетку, а отсюда и большую твердость. Так ли все просто в химическом мире? Оказывается, оксид кремния (IV) может быть не только кристаллическим твердым веществом, но также аморфным.

В зависимости от условий затвердевания расплава (например, в зависимости от условий его охлаждения) в аморфном состоянии могут оказаться такие вещества, которые в обычном состоянии имеют кристаллическую



а) б) в) г)

Рис. 75. Аморфные вещества: *а* — стекло; *б* — воск; *в* — шоколад; *г* — жевательная резинка





а) б)

Рис. 76. Кварц используют для изготовления: *а* — ламп; *б* — элементов солярия

структуру. Так, если расплавить кристалл кварца (оксида кремния (IV)), то при быстром охлаждении его образуется плавленый аморфный кварц, который имеет меньшую плотность, чем кристаллический. Это широко используют при изготовлении различных изделий (рис. 76).

Аморфное состояние веществ неустойчиво, и рано или поздно они из такого состояния переходят в кристаллическое. Например, в аморфном стекле под влиянием ударных нагрузок образуются мелкие кристаллы, и стекло мутнеет. Застывший твердый мед засахаривается так же, как засахаривается при длительном хранении стекловидная карамель.

Пластическая сера (рис. 77, *а*), представляющая собой аморфное вещество, через некоторое время превра-



а) б)

Рис. 77. Сера: *а* — пластическая; *б* — ромбическая

щается в кристаллическую ромбическую серу с молекулярной решеткой.

Таким образом, аморфные вещества по своей структуре можно рассматривать как очень вязкие жидкости, а по свойствам — как твердые вещества.

Аморфные и кристаллические вещества, являясь крайними полюсами твердого состояния вещества, тем не менее могут встречаться одновременно в одном и том же веществе. Многие полимеры, представляя в целом аморфные вещества, вместе с тем имеют участки кристаллической структуры. Этим определяется, например, высокая прочность полипропиленового и капронового волокон.

Слово «аморфный» (бесформенный) в сознании многих несет в себе негативный оттенок. Очевидно, это справедливо для характеристики личностных качеств человека. В мире химических веществ и материалов все наоборот. Именно аморфные вещества являются нам в блеске драгоценного жемчуга, в медовом свечении янтаря, в скромном обаянии полудрагоценных опала и халцедона, в волшебном многоцветии витражей и мозаики, в изумительной игре света хрусталя и блеске зеркальных витрин (рис. 78).

а) *б)* *в)*

г) *д)* *е)*

Рис. 78. Многие аморфные вещества очень красивы: *а* — жемчуг; *б* — янтарь; *в* — опал; *г* — халцедон; *д* — хрустальное стекло; *е* — цветное стекло

Аморфность — ценное качество полимеров, так как оно обусловливает такое их технологическое свойство, как термопластичность. Именно благодаря ей полимер можно вытянуть в тончайшую нить, превратить в прозрачную пленку или отлить в изделие самой замысловатой формы (рис. 79).

Существование аморфных веществ еще раз доказывает великую философскую истину, что все в мире относительно... Давайте еще раз посмотрим на изученный ранее материал под этим углом зрения.

Относительно утверждение о том, что деление элементов на металлы и неметаллы универсально. Целый ряд химических элементов обладают пограничными свойствами: это и германий, и сурьма, и олово.

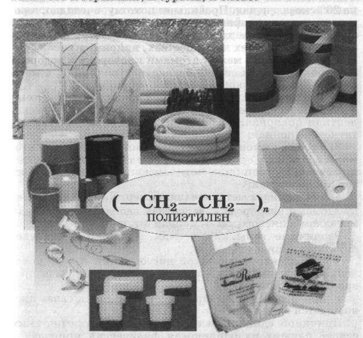


Рис. 79. Благодаря термопластичности из полиэтилена можно получить изделия различной формы

Один из наиболее ярких примеров — двойственное положение водорода в двух резко полярных группах Периодической системы Д. И. Менделеева.

Деление химической связи на типы носит условный характер, так как все эти типы характеризуются определенным единством.

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи. Металлическая связь совмещает ковалентное взаимодействие атомов с помощью обобществленных электронов и электростатическое притяжение между этими электронами и ионами металлов.

В веществах часто отсутствуют предельные случаи химической связи (или «чистые» химические связи). Например, фторид лития LiF относят к ионным соединениям. Фактически же химическая связь в нем на 80% ионная и на 20% ковалентная. Правильнее поэтому, очевидно, говорить о степени полярности (ионности) химической связи.

Различные типы химических связей могут образовываться в одних и тех же веществах, например:

1) в основаниях между атомами кислорода и водорода в гидроксогруппах связь ковалентная полярная, а между металлом и гидроксогруппой — ионная;

2) в солях кислородсодержащих кислот между атомами неметалла и кислородом в кислотном остатке — ковалентная полярная, а между металлом и кислотным остатком — ионная;

3) в солях аммония, метиламмония и т. п. между атомами азота и водорода — ковалентная полярная, а между ионами аммония или метиламмония и кислотным остатком — ионная;

4) в пероксидах металлов (например, Na_2O_2) связь между атомами кислорода ковалентная неполярная, а между металлом и кислородом — ионная и т. д.

Различные типы химических связей могут переходить одна в другую:

- при электролитической диссоциации в воде ковалентных соединений ковалентная полярная связь превращается в ионную;
- при испарении металлов металлическая связь превращается в ковалентную неполярную и т. д.

Причиной единства всех типов и видов химических связей служит их одинаковая физическая природа — электронно-ядерное взаимодействие, сопровождающееся выделением энергии.

Относительна взаимообусловленность физических свойств веществ и типа их кристаллической решетки. Так, например, немало веществ с атомной кристаллической решеткой, отнюдь не характеризующихся твердостью (графит, красный фосфор). Аналогично, не тугоплавки некоторые вещества с ионной кристаллической решеткой (легкоплавки селитры — нитраты щелочных металлов).

Относительно деление полимеров на органические и неорганические. Широко известны элементоорганические полимеры, например кремнийорганические полимеры — силиконы, которые находят широкое применение в различных отраслях промышленности, медицине.

Относительно деление веществ на типы по их агрегатному состоянию. Вы уже знаете о существовании жидких кристаллов, сочетающих в себе структуру кристаллического вещества и свойства жидкостей, а также, напротив, аморфных веществ, «твердых по форме, но жидких по содержанию».

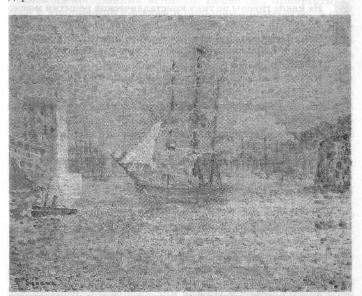


Рис. 80. П. Синьяк. «Гавань в Марселе»

Мы привели всего лишь некоторые примеры относительности ряда ключевых химических понятий. Мы преследовали цель помочь вам на химическом материале сформировать убеждение в том, что в окружающем нас мире не так много абсолютных истин, этот мир нарисован не только черной и белой красками. Мир, в котором мы живем, многолик, многогранен, многоцветен и бесконечно прекрасен (рис. 80).

1. Кристаллические и аморфные вещества. 2. Применение аморфных веществ. 3. Относительность некоторых химических понятий.

?

1. Чем характеризуется строение твердых веществ? Что их отличает от жидкостей и газов?
2. На какие группы по типу кристаллической решетки можно разделить твердые вещества?
3. Чем отличаются аморфные вещества от кристаллических? Что у них общего с жидкостями и кристаллическими веществами?
4. Назовите известные вам аморфные вещества и укажите области их применения.
5. Подготовьте сообщение на тему «История стекла в истории человечества».
6. Охарактеризуйте социальный и химический смысл термина «аморфный».
7. Докажите относительность различных классификаций в изученном ранее материале.
8. Докажите относительность утверждения о том, что максимальная степень окисления атома химического элемента совпадает с номером группы, в которой он находится.
9. Почему утверждение о текучести, как характерном свойстве жидкостей, относительно?
10. Приведите примеры относительности характеристик литературных героев как положительных, так и отрицательных.
11. По материалам средств массовой информации покажите относительность выгодности экономических и политических межгосударственных союзов.

§ 11 Дисперсные системы

Чистые вещества в природе встречаются очень редко. Смеси веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гетерогенные и гомогенные системы — ***дисперсные системы*** и ***растворы***.



Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого.

То вещество, которое присутствует в дисперсной системе в меньшем количестве и распределено в объеме другого, называют ***дисперсной фазой***. Она может состоять из нескольких веществ. Вещество, присутствующее в дисперсной системе в большем количестве, в объеме которого распределена дисперсная фаза, называют ***дисперсионной средой***. Между дисперсионной средой и частицами дисперсной фазы существует поверхность раздела, поэтому дисперсные системы называют ***гетерогенными***, т. е. неоднородными.

И дисперсионную среду, и дисперсную фазу могут составлять вещества, находящиеся в различных агрегатных состояниях. В зависимости от сочетания дисперсионной среды и дисперсной фазы можно выделить 8 видов таких систем (табл. 3).

По величине частиц вещества, составляющих дисперсную фазу, дисперсные системы делят на *грубодисперсные* с размерами частиц более 100 нм и *тонкодисперсные* с размерами частиц от 100 до 1 нм.

Если же вещество раздроблено до молекул или ионов размером менее 1 нм, образуется ***гомогенная*** система — ***раствор***. Она однородна, поверхности раздела между частицами и средой нет, а потому к дисперсным системам не относится.

Знакомство с дисперсными системами и растворами показывает, насколько они важны в повседневной жизни и природе.

КЛАССИФИКАЦИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ ПО АГРЕГАТНОМУ СОСТОЯНИЮ

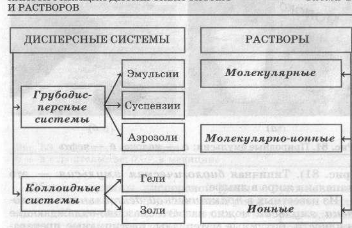
Таблица 3

Дисперсионная среда	Дисперсная фаза	Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем
Газ	Жидкость	Туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе), аэрозоли
	Твердое вещество	Пыль в воздухе, дымы, смог, самумы (пыльные и песчаные бури), твердые аэрозоли
Жидкость	Газ	Шипучие напитки, пены
	Жидкость	Эмульсии. Жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кариоплазма)
	Твердое вещество	Золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи). Речной и морской ил, взвешенные в воде; строительные растворы
Твердое вещество	Газ	Снежный наст с пузырьками воздуха в нем, почва, текстильные ткани, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад, порошки
	Жидкость	Влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада и т. д.)
	Твердое вещество	Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы

Судите сами: без нильского ила не состоялась бы великая цивилизация Древнего Египта; без воды, воздуха, горных пород, минералов вообще бы не существовала

КЛАССИФИКАЦИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ И РАСТВОРОВ

Схема 2



живая планета — наш общий дом Земля; без клеток не было бы живых организмов.

Классификация дисперсных систем и растворов в зависимости от размеров частиц фазы дана на схеме 2.

Грубодисперсные системы

Грубодисперсные системы делят на три группы: эмульсии, суспензии и аэрозоли.



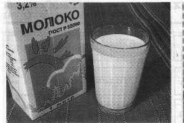
Эмульсии — это дисперсная система с жидкой дисперсионной средой и жидкой дисперсной фазой.

Эмульсии можно разделить на две группы:

1) *прямые*, с каплями неполярной жидкости в полярной среде, типа «растительное масло в воде»;

2) *обратные*, типа «вода в растительном масле».

Однако изменение состава эмульсий или внешнее воздействие могут привести к превращению прямой эмульсии в обратную и наоборот. Примерами наиболее известных *природных эмульсий* являются молоко и нефть



а)



б)

Рис. 81. Природные эмульсии: *а* — молоко; *б* — нефть

(рис. 81). Типичная *биологическая эмульсия* — это капельки жира в лимфе.

Из известных в *практической деятельности человека эмульсий* можно назвать смазочно-охлаждающие жидкости, битумные материалы, пестицидные препараты, лекарственные и косметические средства, пищевые продукты (рис. 82). Например, в медицинской практике применяют жировые эмульсии для энергетического обеспечения ослабленного организма путем внутривенного вливания. Для получения таких эмульсий используют оливковое, хлопковое и соевое масло.

В химической технологии широко используют *эмульсионную полимеризацию* как основной метод получения каучуков, полистирола, поливинилацетата и др.



Суспензия — это грубодисперсная система с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой.



Рис. 82. Эмульсии, используемые в быту



а)



б)

Рис. 83. Суспензии используют:
а — в строительстве; *б* — в медицине

Обычно частицы дисперсной фазы в суспензии настолько велики, что под действием силы тяжести оседают — *седиментируют*. Суспензии, в которых седиментация идет очень медленно из-за малой разности в плотности дисперсной фазы и дисперсионной среды, также называют ***взвесями***.

Практически значимыми строительными суспензиями являются побелка («известковое молоко»), различные строительные взвеси, например те, которые называют цементным раствором, эмалевые краски (рис. 83, *а*). К суспензиям относят также медицинские препараты, например жидкие мази — линименты (рис. 83, *б*).

Особую группу составляют грубодисперсные системы, в которых концентрация дисперсной фазы относительно высока по сравнению с ее небольшой концентрацией в суспензиях. Такие дисперсные системы называют ***пастами***. Например, вам хорошо известны из повседневной жизни зубные, косметические, гигиенические и др. пасты (рис. 84).



Рис. 84. Пасты используют в быту



Рис. 85. Аэрозоли

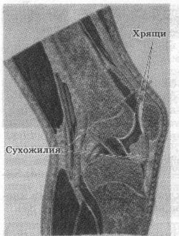
Аэрозоли — это грубодисперсные системы, в которых дисперсионной средой является газ (например, воздух), а дисперсной фазой могут быть капельки жидкости (облака, радуга, выпущенный из баллончика лак для волос или дезодорант) или частицы твердого вещества (пылевое облако, смерч) (рис. 85).

Коллоидные системы

Коллоидные системы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами.

Коллоидные системы широко распространены в природе. Почва, глина, природные воды, многие минералы, в том числе и драгоценные камни, — все это коллоидные системы.

Большое значение имеют коллоидные системы для биологии и медицины. В состав любого живого организма входят твердые, жидкие и газообразные вещества, находящиеся в сложном взаимоотношении с окружающей средой. Цитоплазма клеток обладает свойствами, характерными как для жидких, так и для студнеобразных веществ. С химической точки зрения организм в целом — это сложнейшая совокупность многих коллоидных систем (рис. 86), включающих в себя и жидкие коллоиды (золи), и студни (гели).



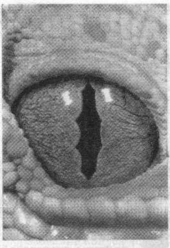


Рис. 86. Коллоидные системы в живых организмах

Биологические жидкости (кровь, плазма, лимфа, спинномозговая жидкость) представляют собой коллоидные системы, в которых такие органические соединения, как белки, холестерин, гликоген и многие другие, находятся в коллоидном состоянии.

Почему же природа отдает предпочтение именно коллоидному состоянию? Это связано в первую очередь с тем, что вещество в коллоидном состоянии имеет большую поверхность раздела между фазами, а это способствует лучшему протеканию обмена веществ.

Коллоидные системы подразделяют на золи (коллоидные растворы) и гели (студни).

Большинство биологических жидкостей (уже упомянутые цитоплазма, ядерный сок — кариоплазма, содержимое вакуолей) и живого организма в целом (плазма крови, лимфа, тканевая жидкость, пищеварительные соки, гуморальные жидкости и т. д.) являются ***коллоидными растворами (золями)***.

Для золей характерно явление *коагуляции*, т. е. слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок. При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель. Некоторые органические коллоиды коагулируют при

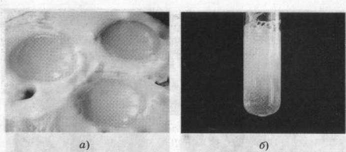


Рис. 87. Коагуляция золей (белка): *а* — при нагревании; *б* — при изменении среды раствора

нагревании (яичный белок, клеи) или при изменении кислотно-основной среды (пищеварительные соки) (рис. 87).



Гели — это коллоидные системы, в которых частицы дисперсной фазы образуют пространственную структуру.

Гели — это дисперсные системы, которые встречаются вам в повседневной жизни (схема 3).

Со временем структура гелей нарушается — из них выделяется жидкость. Происходит ***синерезис*** — самопроизвольное уменьшение объема геля, сопровождающееся отделением жидкости. Синерезис определяет сроки годности пищевых, медицинских и косметических гелей.

КЛАССИФИКАЦИЯ ГЕЛЕЙ *Схема 3*



Для теплокровных животных очень важен биологический синерезис, который сопровождает *свертывание крови*. Под действием специфических факторов растворимый белок крови фибриноген превращается в фибрин, сгусток которого и закупоривает ранку. Если этот процесс затруднен, то говорят о возможности заболевания человека гемофилией. Как вы знаете из курса биологии, носителями гена гемофилии являются женщины, а заболевают ею мужчины. Хорошо известен исторический пример: царствовавшая более 300 лет российская династия Романовых страдала этим заболеванием.

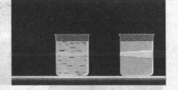


Рис. 88. Эффект Тиндаля

По внешнему виду истинные и коллоидные растворы трудно отличить друг от друга. Чтобы сделать это, используют эффект Тиндаля — образование конуса «светящейся дорожки» при пропускании через коллоидный раствор луча света (рис. 88). Более крупные, чем в истинном растворе, частицы дисперсной фазы золя отражают своей поверхностью свет, а частицы истинного раствора — нет. Аналогичный эффект, но только для аэрозоля, а не жидкого коллоида вы можете наблюдать в кинотеатре при прохождении луча света от киноаппарата через воздух зрительного зала.

1. Дисперсные системы. 2. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. 3. Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию. 4. Классификация дисперсных систем по размеру частиц фазы. 5. Эмульсии. 6. Суспензии. 7. Аэрозоли. 8. Гели. 9. Золи. 10. Коагуляция, синерезис.

?

1. Что такое дисперсные системы? дисперсионная среда? дисперсная фаза?
2. На какие подгруппы можно разделить гели? Чем определяется срок годности косметических, медицинских и пищевых гелей?

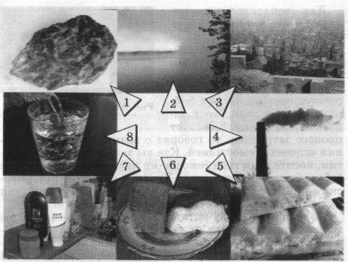


Рис. 89. Дисперсные системы

3 Почему чистый воздух, природный газ и истинные растворы не относят к дисперсным системам?

4 Как подразделяют грубодисперсные системы? Назовите представителей каждой группы и укажите их значение.

5 Как подразделяют коллоидные системы? Назовите представителей каждой группы и укажите их значение.

6 Как классифицируют дисперсные системы по агрегатному состоянию среды и фазы? Приведите примеры, используя рисунок 89.

7 Что такое коагуляция? Чем она может быть вызвана?

8 Что такое синерезис? Чем он может быть вызван?

9 Почему природа в качестве носителя эволюции выбрала именно коллоидные системы?

10 Приготовьте сообщение на тему «Эстетическая, биологическая и культурная роль коллоидных систем в жизни человека».

11 Как коллоидные системы иллюстрируют тезис об относительности истины?

§ 12 Состав вещества. Смеси

В 1799 г. французский химик Ж. Л. Пруст сформулировал один из основополагающих законов химии — ***закон постоянства состава веществ.***



Каждое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Этот закон абсолютно справедлив только для веществ *молекулярного строения* и не всегда соблюдается для твердых веществ с *немолекулярной структурой* (ионной, атомной, металлической кристаллическими решетками).

Состав вещества записывают с помощью химической формулы.

Для веществ молекулярного строения справедлив термин «молекулярная формула», поскольку она отражает состав молекулы вещества. Для веществ немолекулярного строения понятие «молекулярная формула» условно, и для них чаще используют понятие «формульная единица».

Химическая формула, или формульная единица, вещества несет немалую информацию. Она обозначает конкретное химическое вещество, его название; одну молекулу, 1 моль вещества. По химической формуле также



Пруст Жозеф Луи (1754—1826)

Французский химик. Впервые ввел представления о гидроксидах металлов и предложил термин «гидрат». Исследовал состав различных бинарных соединений металлов, что послужило основой для открытия закона постоянства состава веществ. Этот закон стал базой химической атомистики, а затем и классического атомно-молекулярного учения.

можно определить его качественный состав (т. е. из каких элементов состоит данное вещество) и количественный состав (число атомов каждого элемента в молекуле или количество вещества каждого элемента в 1 моль вещества); его относительную молекулярную и молярную массы.

Например, химическая формула CH_4 показывает:

- это вещество — метан;
- 1 молекулу или 1 моль метана;
- метан — это сложное вещество, образованное двумя химическими элементами — углеродом и водородом;
- молекула метана состоит из 1 атома углерода и 4 атомов водорода; 1 моль метана содержит 1 моль атомов углерода и 4 моль атомов водорода;
- $M_r(CH_4) = 16$, $M(CH_4) = 16$ г/моль.

Наконец, химическая формула позволяет рассчитать массовую долю каждого элемента в сложном веществе. Для нашего примера:

$$w(C) = \frac{12}{16} = 0{,}75, \text{ или } 75\%;$$

$$w(H) = \frac{4}{16} = 0{,}25, \text{ или } 25\%;$$

$w(H)$ можно найти другим способом: $100\% - 75\% = 25\%$.

Аналогично можно вычислить и состав смеси. Массовую долю каждого компонента в смеси находят по формуле:

$$w(\text{компонента}) = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%.$$

Если же смесь является газообразной, то говорят об объемной доле компонента в газовой смеси и рассчитывают ее аналогично:

$$\varphi(\text{компонента}) = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\%.$$

Следовательно,



доля (массовая или объемная) компонента смеси — это безразмерная величина, которая показывает отношение массы (объема) компонента смеси к общей массе (объему) смеси.

Доля всегда меньше единицы, поэтому ее чаще выражают в процентах, т. е. умножают долю на 100%.

На практике очень часто приходится иметь дело с растворами веществ, поэтому в этом случае используют понятие «массовая доля растворенного вещества», как частный случай компонента смеси — раствора:

$$w(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%.$$

Еще одним частным случаем доли компонента в смеси является доля примесей, содержащихся в образце вещества. В этом случае для нахождения доли чистого вещества нужно из единицы вычесть долю примесей:

$$w(\text{чистого вещества}) = 1 - w(\text{примесей}).$$

Рассмотрим решение некоторых типовых задач, имеющих практическое значение.

Задача 1. В состав сухой цементной смеси для штукатурных работ входит 25% цемента и 75% песка. Какую массу каждого компонента нужно взять для приготовления 150 кг такой смеси?

Дано:	***Решение:***
$w(\text{цемента}) = 0{,}25$, $w(\text{песка}) = 0{,}75$, $m(\text{смеси}) = 150$ кг $m(\text{цемента})$ — ? $m(\text{песка})$ — ?	$m(\text{цемента}) = m(\text{смеси}) \times$ $\times\, w(\text{цемента})$, $m(\text{песка}) = m(\text{смеси}) \times$ $\times\, w(\text{песка})$. $m(\text{цемента}) = 150 \text{ кг} \cdot 0{,}25 =$ $= 37{,}5$ кг, $m(\text{песка}) = 150 \text{ кг} \cdot 0{,}75 =$ $= 112{,}5$ кг или $m(\text{песка}) = 150 \text{ кг} - 37{,}5 \text{ кг} =$ $= 112{,}5$ кг.

Ответ: $m(\text{цемента}) = 37{,}5$ кг; $m(\text{песка}) = 112{,}5$ кг.

Задача 2. Состав природного газа (объемные доли): 95% метана, 3% этана и 2% пропана. Какой объем каждого компонента можно получить из 250 $м^3$ этого газа?

Дано:	*Решение*:
$\varphi(CH_4) = 0{,}95$,	$V(CH_4) = V(\text{пр. газа}) \cdot \varphi(CH_4)$,
$\varphi(C_2H_6) = 0{,}03$,	$V(C_2H_6) = V(\text{пр. газа}) \cdot \varphi(C_2H_6)$,
$\varphi(C_3H_8) = 0{,}02$,	$V(C_3H_8) = V(\text{пр. газа}) \cdot \varphi(C_3H_8)$,
$V(\text{пр. газа}) = 250\ м^3$	$V(CH_4) = 250\ м^3 \cdot 0{,}95 = 237{,}5\ м^3$,
$V(CH_4)$ — ?	$V(C_2H_6) = 250\ м^3 \cdot 0{,}03 = 7{,}5\ м^3$,
$V(C_2H_6)$ — ?	$V(C_3H_8) = 250\ м^3 \cdot 0{,}02 = 5\ м^3$.
$V(C_3H_8)$ — ?	

Ответ: $V(CH_4) = 237{,}5\ м^3$; $V(C_2H_6) = 7{,}5\ м^3$; $V(C_3H_8) = 5\ м^3$.

Задача 3. Сколько граммов хлорида натрия и воды нужно взять, чтобы приготовить 600 г физиологического раствора, массовая доля соли в котором составляет 0,9%?

Дано:	*Решение*:
$m(\text{р-ра}) = 600$ г,	$m(NaCl) = m(\text{р-ра}) \cdot w(NaCl)$,
$w(NaCl) = 0{,}009$	$m(H_2O) = m(\text{р-ра}) - m(H_2O)$.
$m(NaCl)$ — ?	$m(NaCl) = 600\ г \cdot 0{,}009 = 5{,}4$ г,
$m(H_2O)$ — ?	$m(H_2O) = 600\ г - 5{,}4\ г = 594{,}6$ г.

Ответ: $m(NaCl) = 5{,}4$ г; $m(H_2O) = 594{,}6$ г.

Задача 4. Какой объем воды необходимо добавить к 50 г уксусной эссенции, массовая доля уксусной кислоты в которой равна 70%, чтобы приготовить 3%-й уксус?

Дано:	*Решение*:
$m_1(\text{р-ра}) = 50$ г,	$V(H_2O) = m(H_2O) \cdot \rho(H_2O)$,
$w_1(\text{к-ты}) = 0{,}7$,	$m(H_2O) = m_2(\text{р-ра}) - m_1(\text{р-ра})$,
$w_2(\text{к-ты}) = 0{,}03$	$m_2(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{к-ты})}{w_2(\text{р-ра})}$,
$V(H_2O)$ — ?	$m_2(\text{к-ты}) = m_1(\text{р-ра}) \cdot w_1(\text{к-ты})$.
	$m(\text{к-ты}) = 50\ г \cdot 0{,}7 = 35$ г,
	$m_2(\text{р-ра}) = \frac{35\ г}{0{,}03} = 1170$ г,
	$m(H_2O) = 1170\ г - 50\ г = 1120$ г,
	$V(H_2O) = 1120\ г \cdot 1\ г/мл = 1120$ мл.

Ответ: $V(H_2O) = 1120$ мл.

Задача 5. Какую массу железа можно получить из 2,5 т красного железняка (Fe_2O_3), содержащего 20% примесей?

Дано:	*Решение*:
$m(\text{руды}) = 2{,}5$ т,	$m(Fe) = m(Fe_2O_3) \cdot w(Fe)$,
$w(Fe_2O_3) = 0{,}8$	$w(Fe) = \frac{2 \cdot A_r(Fe)}{M_r(Fe_2O_3)}$,
$m(Fe)$ — ?	$m(Fe_2O_3) = m(\text{руды}) \cdot w(Fe_2O_3)$.
	$m(Fe_2O_3) = 2{,}5\ т \cdot 0{,}8 = 2$ т,
	$M_r(Fe_2O_3) = 160$,
	$w(Fe) = \frac{112}{160} = 0{,}7$,
	$m(Fe) = 2\ т \cdot 0{,}7 = 1{,}4$ т.

Ответ: $m(Fe) = 1{,}4$ т.

Разновидностью понятия «доля» в химии является ***массовая доля выхода продукта реакции.***



Массовая доля выхода продукта реакции — это отношение массы продукта, полученного практически, к массе продукта, рассчитанной теоретически.

$$\eta = \frac{m_{практ}}{m_{теор}} (\cdot 100\%).$$

Аналогично находится и объемная доля выхода продукта реакции:

$$\eta = \frac{V_{практ}}{V_{теор}} (\cdot 100\%).$$

Задача 6. При восстановлении 12,3 г нитробензола получили 6,5 г анилина. Рассчитайте массовую долю выхода продукта реакции от теоретически возможного.

Дано:
$m(C_6H_5NO_2) = 12{,}3$ г,
$m_{практ}(C_6H_5NH_2) = 6{,}5$ г

$\eta(C_6H_5NH_2)$ — ?

Решение:

$$\underset{\substack{1\text{ моль}\\123\text{ г/моль}}}{\overset{12{,}3\text{ г}}{C_6H_5NO_2}} + 6[H] \longrightarrow \underset{\substack{1\text{ моль}\\93\text{ г/моль}}}{\overset{x\text{ г}}{C_6H_5NH_2}} + 2H_2O.$$

$n(C_6H_5NO_2) = \frac{12{,}3\text{ г}}{123\text{ г/моль}} = 0{,}1$ моль,

$n(C_6H_5NH_2) = n(C_6H_5NO_2) = 0{,}1$ моль,

$m_{теор}(C_6H_5NH_2) = 0{,}1$ моль $\times$ $\times$ 93 г/моль = 9,3 г,

$\eta(C_6H_5NH_2) = \frac{6{,}5\text{ г}}{9{,}3\text{ г}} = 0{,}699$, или 69,9%.

Ответ: $\eta(C_6H_5NH_2) = 69{,}9\%$.

Еще одним способом выражения концентрации растворов является ***молярная концентрация***.



Молярная концентрация — это отношение количества вещества растворенного вещества к объему раствора.

$$C = \frac{n(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}.$$

Чаще всего молярную концентрацию (молярность) выражают в моль/л.

1. Закон постоянства состава вещества. 2. Информация, которую можно получить из молекулярной формулы (формульной единицы). 3. Массовая и объемная доля компонента в смеси. 4. Массовая доля растворенного вещества. 5. Массовая доля примесей. 6. Массовая доля продукта реакции. 7. Молярная концентрация.

?

1. Что называют массовой долей элемента в сложном веществе? Как ее рассчитывают?
2. Что называют массовой (объемной) долей компонента смеси? Как ее рассчитывают?
3. Что такое доля примесей? Как найти массу (объем) чистого вещества, если известна массовая (объемная) доля примесей?
4. Не производя расчета, укажите, в каком из оксидов, формулы которых Fe_2O_3 и Fe_3O_4, содержание железа выше. Ответ подтвердите расчетами.
5. Рассчитайте массовые доли каждого из элементов в веществах: сульфат меди (II), нитрат железа (III), этиловый спирт, глюкоза, анилин.
6. К 120 г 60%-го раствора этилового спирта добавили 40 г безводного этилового спирта. Вычислите массовую долю этилового спирта в полученном растворе.
7. Из 280 г 15%-го раствора нитрата калия выпарили 120 мл воды. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
8. Золото 585 пробы содержит 41,5% меди. Сколько граммов чистого золота содержит кольцо этой пробы, имеющее массу 2,8 г?
9. Вычислите объем кислорода, который может быть получен из 450 м^3 воздуха (н. у.), если объемная доля кислорода равна 21%.
10. Из 230 г 80%-го этилового спирта было получено 120 л этилена (н. у.). Рассчитайте выход этилена в процентах от теоретически возможного.
11. Вычислите объем (н. у.) оксида серы (IV), который может быть получен при сжигании 160 г серы, содержащей 25% примесей, если выход сернистого газа составляет 95% от теоретически возможного.
12. В 250 мл воды растворили 67,2 л (н. у.) хлороводорода. Вычислите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.
13. В 120 мл раствора сульфата алюминия содержится 3,42 г соли. Определите молярную концентрацию раствора.
14. Найдите молярную концентрацию 15%-го раствора серной кислоты плотностью 1,1 г/мл.

Глава вторая

Химические реакции

§ 13 Понятие о химической реакции. Реакции, идущие без изменения состава веществ

Химия изучает не только свойства веществ, но и превращения одних веществ в другие, стремится использовать такие процессы для получения соединений с новыми, практически полезными свойствами.



Химические реакции, или **химические явления**, — это процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие вещества, отличающиеся от исходных по составу или строению, а следовательно, и по свойствам.

Классификацию химических реакций можно проводить по самым различным признакам.

Имеется достаточно большая группа *реакций, которые не сопровождаются изменением состава веществ*. В неорганической химии к таким реакциям можно отнести процессы взаимопревращения различных аллотропных модификаций одного химического элемента.



Аллотропными модификациями или **видоизменениями** называют простые вещества, образованные одним химическим элементом, а явление их существования называют **аллотропией**.

Очень интересно, а в настоящее время и практически значимо, например, превращение одной аллотропной модификации углерода — графита в другую — алмаз:

$$C(графит) \rightleftarrows C(алмаз).$$

Этот процесс используют для получения искусственных алмазов. В 1954 г. ученые из лаборатории знаменитой американской фирмы «Дженерал электрик» получили черные кристаллики искусственных алмазов массой 0,05 г при давлении 100 000 атм и температуре 2600 °C. Такие алмазы стоили в сотни раз дороже природных. Но в течение десяти последующих лет были разработаны технологии, позволяющие получить в одной камере за несколько минут 20 г алмазов и более.

Современное производство искусственных алмазов основано на их получении из графита не только при сверхвысоких, но и при низких давлениях. Такие алмазы сравнительно дешевы. Они преимущественно используются в металлургии и машиностроении, радиоэлектронике и приборостроении, геологоразведке и горной промышленности.

Получение аллотропных модификаций серы:

$$S(ромбическая) \rightleftarrows S(пластическая)$$

мы достаточно подробно рассматривали ранее (см. рис. 77 на с. 89).

Для наиболее известных аллотропных модификаций фосфора взаимопревращения можно отразить следующей схемой:

$$P(белый) \rightleftarrows P(красный).$$

P(белый)	P(красный)
молекулярная кристаллическая решетка, формула P_4	атомная кристаллическая решетка, формула P

Исторически первым было осуществлено превращение белого фосфора в красный, когда немецкий алхимик Г. Брандт в 1669 г., пытаясь получить так называемый философский камень прокаливанием сухого остатка мочи, получил светящиеся белые кристаллики вещества, названного им фосфором (от греч. «несущий свет»). В школьной лаборатории из красного фосфора можно получить другую

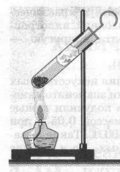


Рис. 90. Получение белого фосфора из красного

его аллотропную модификацию — белый фосфор (рис. 90).

Покорители Южного полюса Земли не учли взаимопревращение аллотропных модификаций олова:

$$Sn(\text{белое}) \rightleftarrows Sn(\text{серое}),$$

поэтому их экспедиция закончилась трагически.

Белое олово — это мягкий пластичный металл, с которым мы чаще всего и сталкиваемся. Однако при понижении температуры оно может превращаться в серое олово — порошок, имеющий все свойства неметаллов. Этот процесс катализируется самим серым оловом: достаточно появиться всего лишь одной пылинке серого олова, как начинается реакция, которую уже невозможно остановить. При этом изделие из белого блестящего металла превращается в серый невзрачный порошок. Такой процесс носит образное название «оловянной чумы». Именно она и стала причиной гибели экспедиции Р. Скотта, пытавшегося в 1912 г. покорить Южный полюс. Экспедиция Р. Скотта использовала для хранения продуктов и керосина железные канистры, запаянные оловом. На сильном морозе оловянный припой рассыпался, и экспедиция осталась без топлива.

Для многих других химических элементов также характерно явление аллотропии. Так, кислород образует две модификации — кислород O_2 и озон O_3. Превращение кислорода в озон происходит в природе при грозах (рис. 91). Впечатленные этими природными явлениями поэты нередко допускают химические неточности типа: «В воздухе пахло грозой». А пахнет-то не грозой, а образующимся в результате ее озоном (в переводе с греческого «озон» и означает «пахнущий»).

О биологической роли защитного озонового экрана Земли вы уже знаете. Перед человечеством стоит насущная задача сохранить этот жизнеобеспечивающий экран от разрушения, так как с космических спутников приходят тревожные факты об уменьшении толщины озонового слоя атмосферы — так называемых озоновых дырах, которые на рисунке 92 показаны белым цветом.



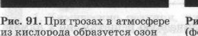


Рис. 91. При грозах в атмосфере из кислорода образуется озон

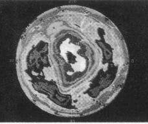


Рис. 92. Озоновый слой Земли (фотография со спутника)

Озоновый щит планеты разрушается оксидами азота, соединениями хлора и фтора, попадающими в атмосферу в результате распада фреонов — веществ, которые широко применяют в холодильных установках и парфюмерно-косметических средствах. В настоящее время принята международная программа, согласно которой фреоны заменяются на другие, менее разрушительные для озонового щита хладоагенты.

Озон и кислород, будучи простыми веществами, образованными одним химическим элементом, тем не менее обладают разными свойствами. Кислород не имеет запаха, а озон пахнет свежестью. Озон, в отличие от кислорода, бактерициден, что используют для обеззараживания питьевой воды (озонирование безвредно для здоровья человека, в отличие от хлорирования).

Озон — гораздо более сильный окислитель, чем кислород, поэтому он энергично обесцвечивает краски, окисляет серебро, разрушает органические соединения. Последнее свойство позволяет использовать его для устранения неприятных запахов, т. е. дезодорирования продуктов питания.

Итак, подведем итоги.

Одной из причин многообразия веществ является аллотропия, которая обусловлена двумя основными причинами:

1) различным составом молекул простых веществ (аллотропия кислорода: кислород O_2; озон O_3);

2) различное кристаллическое строение аллотропных модификаций, например, все модификации углерода

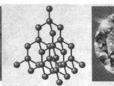





Рис. 93. Графит и алмаз — две аллотропные модификации углерода

имеют атомную кристаллическую решетку, но у алмаза она — объемная тетраэдрическая, а у графита — слоистая (рис. 93), потому так непохожи свойства алмаза и графита.

В органической химии также известны реакции, которые протекают без изменения состава веществ. Очевидно, вы вспомнили, что такие реакции приводят к образованию изомеров. Напомним:



изомеры — это вещества, имеющие одинаковый состав, т. е. одинаковую молекулярную формулу, но разное строение, а следовательно, и разные свойства. Явление существования изомеров называют **изомерией**, а реакции взаимопревращения изомеров — **реакциями изомеризации**.

Например, для повышения качества бензина (так называемого октанового числа) в промышленности используют процесс риформинга, основанный в том числе и на реакциях изомеризации, например:

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 \longrightarrow$$

н-гептан

$$\longrightarrow CH_3—C(CH_3)_2—CH(CH_3)—CH_3$$

2,2,3-триметилбутан

Изомерия — еще одна из причин многообразия химических соединений.

И аллотропия, и изомерия прекрасно иллюстрируют взаимосвязь философских категорий формы и содержания. Конечно же определяющим является содержание, но и форма не пассивна: она, в свою очередь, активно влияет на содержание (свойства конкретных аллотропных модификаций).

1. Химические реакции, или химические явления. 2. Аллотропия. Аллотропные модификации или видоизменения углерода, серы, фосфора, олова и кислорода. 3. Изомеры. Изомерия. 4. Реакции изомеризации. 5. Причины многообразия веществ: аллотропия и изомерия.

?

1. Какие явления называют химическими? Чем они отличаются от физических?
2. Вспомните из курса химии основной школы признаки и условия течения химических реакций. Приведите примеры.
3. Что такое аллотропия? аллотропные видоизменения?
4. Каковы причины аллотропии? Приведите примеры.
5. Сравните свойства и строение аллотропных модификаций фосфора. Какие причины вызывают аллотропию этого элемента?
6. На примере аллотропии олова покажите относительность деления элементов на металлы и неметаллы.
7. Раскройте на конкретных примерах аллотропии и изомерии категории формы и содержания.
8. Предложите свои проекты по сохранению озонового пояса Земли.
9. В чем состоит роль практики в становлении теории строения органических соединений? Раскройте эту роль как источника познания и критерия истины.

§ 14 Классификация химических реакций, протекающих с изменением состава веществ

Классификацию химических реакций, протекающих с изменением состава вещества, можно проводить по самым различным признакам.

Число и состав реагентов и продуктов реакции



Реакции соединения — это реакции, в результате которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество.

В неорганической химии все многообразие реакций соединения можно рассмотреть, например, на блоке реакций получения серной кислоты из серы.

1. Получение оксида серы (IV) — из двух простых веществ образуется одно сложное:

$$S + O_2 = SO_2.$$

2. Получение оксида серы (IV) — из простого и сложного веществ образуется одно сложное:

$$2SO_2 + O_2 \overset{V_2O_5,\ t,\ p}{\rightleftarrows} 2SO_3.$$

3. Получение серной кислоты — из двух сложных веществ образуется одно сложное:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Мы выбрали этот пример не только потому, что он максимально иллюстрирует палитру реакций соединения, но также и потому, что продукт этих реакций — серная кислота — является «хлебом химической промышленности» (рис. 94).

В органической химии реакции соединения имеют специфику в названии, как вы помните, их называют реакциями присоединения. Все многообразие таких реакций можно рассмотреть на примере блока реакций, характеризующих свойства непредельных соединений, например этилена.



Рис. 94. Применение серной кислоты

1. Реакция гидрирования — присоединения водорода:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt,\ t} \underset{\text{этан}}{CH_3{-}CH_3}.$$

2. Реакция гидратации — присоединение воды:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_3PO_4,\ t} \underset{\text{этанол}}{CH_3{-}CH_2OH}.$$

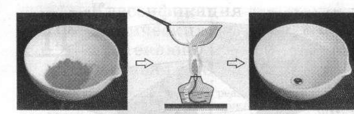
3. Реакция полимеризации:

$$nCH_2{=}CH_2 \xrightarrow{\text{кат.},\ t} \underset{\text{полиэтилен}}{({-}CH_2{-}CH_2{-})_n}.$$



Реакции разложения — это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

В неорганической химии все многообразие таких реакций можно рассмотреть на блоке реакций получения кислорода лабораторными способами.


Рис. 95. Получение кислорода разложением оксида ртути

1. Разложение оксида ртути (II) при нагревании:

$$2HgO = 2Hg + O_2\uparrow.$$

Именно этим способом Дж. Пристли впервые получил кислород (рис. 95).

2. Разложение пероксида водорода (рис. 96):

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow.$$

3. Разложение перманганата калия при нагревании:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow.$$

В органической химии реакции разложения можно рассмотреть на примере их антонимов — реакций присоединения: дегидрирования этана, дегидратации этанола, деполимеризации полиэтилена (*запишите уравнения реакций сами*).



Реакции замещения — это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

В неорганической химии примером таких процессов может служить блок реакций, характеризующих, например, свойства металлов.

1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой (рис. 97):

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow,$$
$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

2. Взаимодействие металлов с растворами кислот (рис. 98):

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

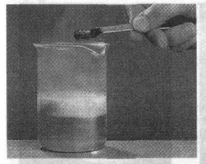

Рис. 96. Разложение пероксида водорода при внесении катализатора — оксида марганца (IV)


Рис. 97. Взаимодействие натрия с водой, в которую добавлен фенолфталеин

3. Взаимодействие металлов с растворами солей (рис. 99):

$$Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4.$$

4. ***Металлотермия*** — вытеснение более активными металлами менее активных из их оксидов (рис. 100):

$$2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe.$$

В органической химии, предметом изучения которой являются не простые вещества, а соединения, реакции замещения имеют свою специфику. Например, нитрова-

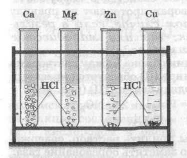


Рис. 98. Отношение соляной кислоты к различным металлам



Рис. 99. Реакция замещения меди в ее растворе железом

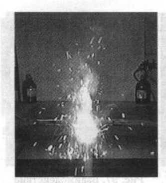


Рис. 100. Алюминотермия



Рис. 101. Образование осадка иодида свинца (II) в результате реакции обмена

ние бензола — реакция, которая предшествует получению анилина:

$$C_6H_6 + HNO_3 \longrightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O.$$



Реакции обмена — это реакции, в которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Эти реакции характеризуют свойства в первую очередь электролитов и в растворах протекают по правилу Бертолле, т. е. *только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество* (*например, вода*).

1. Так, в результате реакции обмена между растворами иодида натрия и нитрата свинца (II) образуется красивый золотисто-желтый осадок иодида свинца (II) (рис. 101):

$$2NaI + Pb(NO_3)_2 = PbI_2\downarrow + 2NaNO_3,$$
$$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow.$$

2. Если в раствор кислоты прилить раствор, содержащий карбонат-ион, то можно заметить образование газа:

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O,$$
$$2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow.$$

3. Если к раствору щелочи добавить несколько капель фенолфталеина (окраска станет малиновой), а затем прилить кислоты, раствор обесцветится, так как произойдет ***реакция нейтрализации***:

$$KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O,$$
$$OH^- + H^+ = H_2O;$$

среда щелочная	среда кислотная	среда нейтральная

$$CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O,$$
$$CH_3COOH + OH^- = CH_3COO^- + H_2O.$$

Выделение или поглощение теплоты



Реакции, протекающие с выделением теплоты, называют **экзотермическими**.

Частным случаем экзотермических реакций являются реакции горения — экзотермические реакции, протекающие с выделением света (рис. 102):

$$2Mg + O_2 = 2MgO + Q,$$
$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + Q.$$

Как правило, почти все реакции соединения протекают с выделением теплоты.

Едва ли не единственным исключением является реакция соединения азота с кислородом в оксид азота (II), которая протекает с поглощением теплоты:



$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO - Q.$$

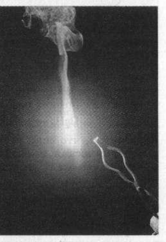


Рис. 102. Горение магния



Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называют эндотермическими.

Следовательно, реакция синтеза оксида азота (II) относится к эндотермическим реакциям.

Реакции разложения (химические антонимы реакциям соединения) за небольшим исключением являются эндотермическими. Например, обжиг известняка — эндотермическая реакция:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q.$$

Схематично экзо- и эндотермические реакции представлены на рисунке 103.



Теплоту, которая выделяется или поглощается в результате химической реакции, называют тепловым эффектом.
Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называют термохимическими.

Например, горение углерода в кислороде — экзотермический процесс. Тепловой эффект реакции составляет 410 кДж/моль:

$$C + O_2 = CO_2 + 410 \text{ кДж/моль}.$$

Дегидрирование этана — реакция эндотермическая, ее термохимическое уравнение имеет вид:

$$C_2H_6 \longrightarrow C_2H_4 + H_2 - 207 \text{ кДж}.$$

Понятно, что если реакция синтеза оксида азота (II) эндотермическая, то его разложение — экзотермический процесс с тем же по величине, но обратным по знаку тепловым эффектом:

$$N_2 + O_2 = 2NO - 90 \text{ кДж/моль},$$
$$2NO = N_2 + O_2 + 90 \text{ кДж/моль}.$$

В реальных условиях эти взаимно противоположные процессы протекают одновременно. Такие химические реакции называют **обратимыми**. Более подробно такие

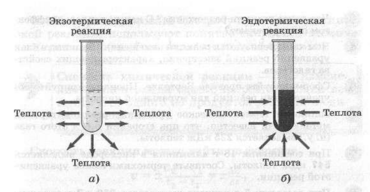


Рис. 103. Схематичное изображение реакций:
а — **экзотермической;** *б* — **эндотермической**

реакции мы будем рассматривать в § 16, так же как и другие принятые в химии классификации химических реакций: по использованию катализатора, по изменению степеней окисления элементов, образующих вещества, и др.

1. Реакции соединения. 2. Реакции соединения, протекающие при производстве серной кислоты. 3. Реакции присоединения, характеризующие свойства этилена. 4. Реакции разложения. 5. Получение кислорода в лаборатории. 6. Реакции замещения. 7. Реакции замещения, характеризующие свойства металлов. 8. Реакции обмена. 9. Правило Бертолле. 10. Экзо- и эндотермические реакции. 11. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения.

?

1. На какие типы делят реакции по признаку «состав и число реагентов и продуктов реакции»? Приведите примеры уравнений реакций каждого типа.

2. Что такое реакции соединения? С каким тепловым эффектом они протекают?

3 Что такое реакции разложения? С каким тепловым эффектом они протекают?

4 Чем характеризуются реакции замещения? Запишите блок уравнений реакций замещения, характеризующих свойства галогенов.

5 Сформулируйте правило Бертолле. Проиллюстрируйте его уравнениями реакций для муравьиной кислоты.

6 Запишите термохимическое уравнение реакции горения метана, если известно, что при сгорании 5,6 л этого газа (н. у.) выделяется 225 кДж теплоты.

7 При соединении 18 г алюминия в кислороде выделяется 547 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

8 При сгорании 7 г этилена выделяется 350 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции.

9 Термохимическое уравнение реакции полного сгорания ацетилена:

$$2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O + 2610 \text{ кДж}.$$

Вычислите количество теплоты, которая выделяется при сгорании 1,12 л ацетилена (н. у.).

§ 15 Скорость химической реакции

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие же — за минуты, часы, дни. Например, практически мгновенно протекают реакции, которые сопровождаются взрывом: горение пороха, воспламенение горючей смеси в двигателе внутреннего сгорания автомобиля. При сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

Наоборот, коррозия железа (ржавление) идет так медленно, что увидеть ее продукт можно лишь по истечении длительного времени.

Одна и та же реакция может в одних условиях протекать быстро, а в других — медленно. Например, процесс окисления серебра или меди на воздухе тянется годами, а в присутствии озона проходит чрезвычайно быстро.

Чтобы характеризовать быстроту протекания химической реакции, используют понятие *скорость химической реакции* (ее обозначают латинской буквой v).



Скорость химической реакции — это изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.

Скорость реакции можно найти по формуле

$$v = \pm\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm\frac{\Delta C}{\Delta t},$$

где C_1 и C_2 — молярные концентрации реагирующих или образующихся веществ соответственно в момент времени t_1 и t_2. Если скорость реакции характеризуют изменением молярной концентрации исходных (реагирующих) веществ, то $C_2 < C_1$ (концентрация исходного вещества убывает по мере протекания реакции). Так как скорость реакции имеет положительное значение, перед дробью следует поставить знак «минус». При определении скорости реакции по возрастающей концентрации образующихся веществ величина дроби $\frac{\Delta C}{\Delta t}$ будет положительной.

Количество вещества (моль) в единице объема, как вы помните, называют ***молярной концентрацией*** вещества. Ее измеряют в моль/л (кмоль/м^3, ммоль/мл). Так как время измеряют в секундах (минутах, часах), то единицы скорости химической реакции: 1 моль/(л · с); 1 кмоль/(м^3 · мин) и т. д.

Следовательно, чтобы определить, с какой скоростью протекает химическая реакция, нужно знать: а) какое количество вещества (моль) образуется (для продукта реакции) или расходуется (для исходного вещества); б) за какое время происходит этот процесс; в) в каком объеме протекает реакция.

Знание скоростей химических реакций имеет очень большое практическое и научное значение. Например, в химической промышленности от скорости химической реакции зависят размеры, производительность аппара-

тов, количество вырабатываемого продукта и в конечном итоге зарплата работников и себестоимость продукции.

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций, называют ***химической кинетикой***. Зная ее законы, человек получает возможность управлять скоростью химических процессов.

При рассмотрении вопроса о скорости реакции необходимо помнить, что реакции делят на гомогенные и гетерогенные.



Реакции, которые протекают в однородной среде (нет поверхности раздела реагирующих веществ), например в смеси газов или в растворах, называют **гомогенными** (от греч. «гомо» — равный, одинаковый).



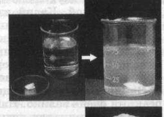
Гетерогенными называют реакции, которые протекают между веществами в неоднородной среде (есть поверхность раздела реагирующих веществ). Например, на поверхности соприкосновения твердого вещества и жидкости, газа и жидкости, твердого вещества и газа и т. д. (от греч. «гетеро» — разный, другой).

Данное выше определение скорости химической реакции и соответствующая ему формула справедливы только для гомогенных реакций.

Если реакция гетерогенная, то она может идти только на поверхности раздела реагирующих веществ. В этом случае скорость химической реакции будет определяться площадью поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Следовательно, для гетерогенных реакций одним из факторов, определяющих скорость химической реакции, является величина *площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ*. Поэтому на производстве очень часто проводятся химические реакции в «кипящем слое». Твердое вещество для этой цели дробят, измельчают почти до состояния пыли, а затем

через него пропускают снизу второе вещество, как правило, газ. Прохождение его через мелкораздробленное твердое вещество-реагент сопровождается иллюзией кипения. Например, в «кипящем слое» осуществляют обжиг мелко измельченного серного колчедана при производстве серной кислоты или крекинг нефтепродуктов.

Зависимость скорости гетерогенной реакции от величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ можно проследить в опыте, изображенном на рисунке 104. В химических стаканах налиты одинаковые объемы соляной кислоты одинаковой концентрации. На часовых стеклах находится мрамор одинаковой массы: для первого опыта кусочек, для второго — порошок. Нетрудно убедиться, что взаимодействие порошка мрамора с кислотой протекает гораздо энергичнее, чем взаимодействие кусочков мрамора с ней.



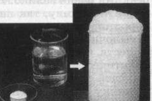
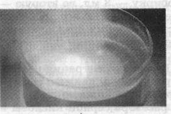


Рис. 104. Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ

Скорость химических реакций зависит от *природы реагирующих веществ*. На рисунке 105 показано ва-



а)



б)

Рис. 105. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ: калий (*а*) взаимодействует с водой более энергично, чем литий (*б*)

имодействие двух щелочных металлов — лития и калия — с водой. Калий взаимодействует с водой очень бурно и настолько энергично, что даже воспламеняется, а с литием реакция протекает медленнее.

В качестве другого примера можно привести реакции окисления серебра кислородом и озоном: первая идет медленно, вторая протекает почти мгновенно.

Влияние природы веществ на скорость химических реакций очень велико. Например, процесс превращения гранита в глину, так называемое выветривание горных пород, протекает на протяжении тысячелетий. Природа бутылочного или оконного стекла, полиэтилена и других веществ, созданных человеком, такова, что эти вещества практически не разлагаются или разлагаются в окружающей среде чрезвычайно медленно. Вот и приходится человеку находить способы их утилизации, например сжигать полиэтилен и другой мусор. И как мудро распорядилась природа, когда предусмотрела для человека и большинства животных в качестве транспортирующего кислород вещества гемоглобин крови, который уже при комнатной температуре способен соединяться с кислородом воздуха со значительной скоростью, а следовательно, и быстро доставлять его из легких в ткани.

Еще одним важнейшим фактором, влияющим на скорость химической реакции, является *концентрация реагирующих веществ*.

Проделаем опыт, показывающий это влияние. Нальем в три пробирки раствор тиосульфата натрия, который ребятам, занимающимся фотографией, известен под названием фиксажа. В первую пробирку — 3 мл, во вторую — 2 мл и в третью — 1 мл. Затем прильем во все пробирки воды так, чтобы уровень растворов в них стал одинаковым — 5 мл: т. е. в первую пробирку прильем 2 мл воды, во вторую — 3 мл, а в третью — 4 мл.

Понятно, что наибольшей будет концентрация раствора тиосульфата в первой пробирке, а наименьшей — в третьей. Теперь быстро прильем в каждую пробирку (начиная с третьей) по 2 мл раствора серной кислоты и проследим, в какой из них раньше всего выпадет осадок серы. Раньше всего он образуется там, где выше концентрация тиосульфата натрия, т. е. в первой пробирке. Это и понятно. Ведь для химического взаимодействия

серной кислоты и тиосульфата натрия необходимо, чтобы частички (ионы), из которых они состоят, столкнулись. Чем больше число столкновений, тем быстрее протекает реакция. А число столкновений тем больше, чем больше концентрация реагирующих веществ, т. е. количества веществ, или массы этих веществ в единице объема.

На основании обширного экспериментального материала в 1867 г. норвежские ученые К. Гульдберг и П. Вааге сформулировали *основной закон химической кинетики*, который устанавливает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.



Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам.

Скорость простой (элементарной), протекающей в одну стадию реакции, записанной в общей форме

$$nA + mB = pC + qD,$$

определяют по формуле

$$v = kC_A^n \cdot C_B^m,$$

где v — скорость реакции, C_A — молярная концентрация вещества A, C_B — молярная концентрация вещества B, m и n — коэффициенты, а k — константа, которая равна скорости реакции при концентрации реагирующих веществ 1 моль/л (справочная величина).

Этот закон называют также *законом действующих масс*. Он не распространяется на вещества, находящиеся в твердом состоянии, так как считается, что их концентрация постоянна, поскольку они реагируют лишь на поверхности (гетерогенная реакция).

Например, рассмотрим реакцию окисления меди:

$$2Cu_{(т)} + O_{2(г)} = 2CuO_{(т)}.$$

Скорость этой реакции пропорциональна концентрации кислорода: $v = kC(O_2)$, так как соударения между молекулами кислорода и атомами меди могут происходить только на поверхности раздела веществ, а значит, масса меди не влияет на скорость реакции.

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется *правилом Вант-Гоффа* (1884):



при изменении (повышении или понижении) температуры на каждые 10 °С скорость реакции соответственно изменяется (увеличивается или уменьшается) в 2—4 раза.

Впервые в истории Вант-Гоффу была вручена Нобелевская премия по химии.

Взаимодействия водорода и кислорода

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

при комнатной температуре почти не происходит — так мала скорость реакции. При 500 °С эта реакция протекает всего за 50 мин, а при 700 °С она происходит почти мгновенно.

Математически правило Вант-Гоффа описывается следующей формулой:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_1 и v_2 — скорости химической реакции соответственно при температуре t_1 и t_2, а γ — температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличится скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10 °С.

Правило Вант-Гоффа является приближенным и применяется лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции. Эту зависимость также легко проверить опытным путем. Нальем в три химических стакана одинаковые объемы раствора тиосульфата натрия. Одинаковые объемы растворов серной кислоты, которые мы одновременно будем приливать в эти стаканы из трех пробирок, нагреем до разных температур: в первой пробирке оставим раствор комнатной температуры; вторую пробирку нагреем до 40 °С, а третью — до 70 °С. Нетрудно заметить, что вначале помутнеет раствор тиосульфата натрия, к которому прилили самый горячий раствор кислоты, потом — теплый и, наконец, раствор тиосульфата натрия, к которому прилили раствор серной кислоты комнатной температуры.

Скорость химической реакции зависит также от ***участия в ней катализатора.***

Обратимся к уже знакомому вам опыту (см. рис. 96). Прильем в пробирку немного 3%-го раствора пероксида водорода H_2O_2 и подогреем его. Внесем в пробирку с пероксидом водорода тлеющую лучинку — она не вспыхнет, потому что реакция разложения пероксида водорода протекает так медленно, что образующегося небольшого количества кислорода недостаточно, чтобы его обнаружить. Теперь внесем в пробирку немного порошка оксида марганца (IV) MnO_2 и заметим, что началось бурное выделение пузырьков газа, а внесенная в пробирку тлеющая лучинка ярко вспыхнет. Оксид марганца (IV) увеличивает скорость реакции разложения пероксида водорода во много раз. Сам же оксид марганца (IV) по окончании реакции остается в таком же количестве, в каком был взят в ее начале.



Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, оставаясь к концу ее неизменными, называют **катализаторами.**

Оксид марганца (IV) является катализатором разложения пероксида водорода.

Процесс изменения скорости химических реакций с помощью катализатора называют ***катализом***, а реакции, идущие с участием катализатора, — ***каталитическими.*** При добавлении катализаторов в смесь реагентов скорость реакции увеличивается в десятки и сотни раз, но в итоге реакции сами катализаторы остаются неизменными по форме, цвету, объему, массе.

Обыкновенное вещество вода может творить необыкновенные чудеса, если выступает в роли катализатора, например при взаимодействии алюминия с иодом (рис. 106).



Рис. 106. Вода катализирует реакцию алюминия с иодом

Одним из первых исследователей катализа был русский химик Г. И. Гесс, опубликовавший в 1831 г. статью, содержание которой достаточно полно отражено в ее названии: «О свойстве весьма мелко раздробленной платины способствовать соединению кислорода с водородом и о плотности платины». Платина, применяемая химиками в наиболее ответственных случаях, является катализатором дорогим, но часто просто незаменимым. Например, с помощью платинового катализатора американским и японским автомобилестроителям удалось добиться почти полного сгорания топлива в двигателях автомобилей, что, в свою очередь, резко уменьшило содержание вредных примесей в выхлопных газах и сделало чище атмосферу таких больших городов, как Токио или Нью-Йорк и др.

Слово «катализ» в переводе с греческого означает «разрушение». С помощью катализа происходит как бы разрушение длинного пути, который предстояло пройти веществам, вступившим в реакцию.

Катализаторы широко используют в химической промышленности, так как они позволяют повысить производительность химических процессов, уменьшить стоимость химической аппаратуры, сделать производство экологически более чистым и экономически выгодным.

Человек издавна наблюдал действие катализаторов брожения при образовании вина и уксуса из виноградного сока или дрожжей при выпечке хлеба еще в древние времена.



Биологические катализаторы белковой природы называют **ферментами**.

Ферменты, как вы знаете, ускоряют жизненно важные химические реакции в клетках организмов. Действие некоторых из них вы можете наблюдать на опыте. Опустите поочередно в пробирки с небольшим количеством пероксида водорода немного мелко измельченной сырой моркови, картофеля или мяса. Вы заметите бурное выделение кислорода. Это «работает» фермент *каталаза*, который содержится почти во всех растительных и животных клетках. Однако если в раствор пероксида водорода опускать по кусочку вареной моркови или мяса, то выделения кислорода не происходит: каталаза при варке разрушается.

Следует отметить еще одну особенность ферментов — они действуют в строго определенном интервале температур и в строго определенной среде. Например, фермент слюны *птиалин*, с которым вы познакомились при изучении темы «Пищеварение в ротовой полости» на уроках анатомии, действует на крахмал пищи лучше всего при температуре 35—40 °С в слабощелочной среде. В желудке птиалин уже не «работает», так как там среда кислотная. Здесь начинается действие другого фермента — *пепсина*, который расщепляет белки пищи.

Теперь вам должно быть понятно, почему в инструкциях по применению стиральных порошков, содержащих ферменты (их еще называют энзимами), рекомендуется строго придерживаться указанного интервала температур.

Клетки живых организмов четко соблюдают заданную им природой «инструкцию» по использованию ферментов. Под действием ферментов-катализаторов в клетках происходит распад молекул белков, жиров и углеводов, поступивших в организм с пищей, и синтез новых молекул, которые точно соответствуют потребностям данного организма. Вот почему великий русский физиолог И. П. Павлов назвал ферменты ***носителями жизни***.

Полезно также знать, что помимо катализаторов, которые увеличивают скорости химических реакций, есть вещества, которые, наоборот, их уменьшают. Их называют ***ингибиторами*** (от лат. inhibeo — удерживаю). Значение последних так же велико, как и первых. Например, коррозию металлов удается замедлить именно с помощью ингибиторов.

Итак, мы выяснили, что скорость химической реакции зависит от следующих факторов: от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, площади соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций) и участия катализатора.

1. Скорость химической реакции. 2. Гомогенные и гетерогенные реакции. 3. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ, природа реагирующих веществ, концентрация реагирующих веществ, температура, участие катализатора. 4. Правило Вант-Гоффа. 5. Ферменты. 6. Ингибиторы.

?

1 Что называют скоростью химической реакции? В каких единицах ее измеряют? От каких факторов она зависит?

2 Сравните понятия «скорость движения» и «скорость химической реакции». Что между ними общего?

3 Какие две классификации реакций по агрегатному состоянию реагентов и по участию в них катализатора вы можете предложить? Приведите примеры таких реакций, запишите их уравнения.

4 Сформулируйте закон действующих масс. Для каких реакций он справедлив?

5 Сформулируйте закон Вант-Гоффа.

6 Что такое катализаторы? На какие группы их можно разделить? Где наиболее эффективно можно использовать ингибиторы?

7 Что такое ферменты? Сравните их с неорганическими катализаторами. Назовите области применения ферментов.

8 Почему при обработке порезов и других ран пероксидом водорода наблюдается его бурное «вскипание»?

9 Сухой хлор хранят в железных баллонах. Влажный хлор разрушает железо. Какую роль играет вода в этом процессе?

10 Для реакции были взяты вещества при температуре 40 °С. Затем их нагрели до температуры 70 °С. Как изменится скорость химической реакции, если температурный коэффициент ее равен 2?

11 Запишите уравнение, отражающее закон действующих масс, для реакций, уравнения которых:
а) $2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$; б) $I_2 + H_2 \rightleftarrows 2HI$.

12 Почему продукты питания хранят в холодильниках?

§ 16 Обратимость химической реакции. Химическое равновесие и способы его смещения

По направлению все химические реакции можно разделить на *необратимые* и *обратимые*. К первым относят сравнительно немного реакций. Это, например, реакции горения или реакции в растворах электролитов, протекающие в полном соответствии с правилом Бертолле (*вспомните его, приведите примеры*).



Необратимыми называют химические реакции, в результате которых исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты.

Гораздо более многочисленную группу составляют обратимые реакции.



Обратимыми называют химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном.

Среди обратимых реакций, используемых для получения важнейших химических продуктов, можно назвать реакцию синтеза оксида азота (II), которая может служить началом процесса получения азотной кислоты.

Другими, еще более значимыми реакциями неорганического синтеза являются реакции получения оксида серы (VI):

$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{V_2O_5,\ t} 2SO_3 + Q$$

и получения аммиака:

$$3H_2 + N_2 \xrightleftharpoons{Fe,\ p,\ t} 2NH_3 + Q.$$

В органической химии обратимые реакции еще более многочисленны. О многообразии таких реакций говорят

хотя бы термины-антонимы, применяемые в ней: гидрирование — дегидрирование, гидратация — дегидратация, этерификация — гидролиз:

$$C_2H_6 \xrightleftharpoons{Pt,\ t} C_2H_4 + H_2 - Q,$$

$$C_2H_4 + H_2O \xrightleftharpoons{H_3PO_4,\ t} C_2H_5OH + Q,$$

$$\underset{\text{кислота}}{RCOOH} + \underset{\text{спирт}}{HOR_1} \rightleftharpoons \underset{\text{сложный эфир}}{RCOOR_1} + H_2O.$$

В обратимых процессах скорость прямой реакции вначале максимальна, а затем уменьшается из-за того, что уменьшаются концентрации исходных веществ, расходуемых на образование продуктов реакции. Наоборот, скорость обратной реакции, минимальная вначале, увеличивается по мере увеличения концентрации продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными.



Состояние химического обратимого процесса, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием.**

Химическое равновесие является динамичным (подвижным), так как при его наступлении реакция не прекращается, неизменными остаются лишь концентрации компонентов, т. е. за единицу времени образуется такое же количество продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. При постоянных температуре и давлении равновесие обратимой реакции может сохраняться неопределенно долгое время.

На производстве же чаще всего заинтересованы в преимущественном протекании прямой реакции. Например, в получении аммиака, оксида серы (VI) и оксида азота (II). Как же вывести систему из состояния равновесия? Как влияет на него изменение внешних условий, при которых протекает тот или иной обратимый химический процесс?

Французский химик Анри Ле Шателье в 1885 г. вывел, а немецкий физик Фердинанд Браун в 1887 г. обосновал общий закон смещения химического равновесия в зависимости от внешних факторов, который известен под названием ***принципа Ле Шателье.***



Если изменить одно из условий — температуру, давление или концентрацию веществ, — при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению.

Этот принцип можно было бы назвать принципом «делай наоборот и добьешься своего». Рассмотрим, как нужно поступить, чтобы сместить равновесие, если изменять каждое из условий реакции на примере реакции синтеза аммиака:

$$3H_2 + N_2 \xrightleftharpoons{Fe,\ p,\ t} 2NH_3 + Q.$$

Вначале дадим характеристику этого процесса.

1. Прямая реакция является реакцией соединения, так как из двух простых веществ — азота и водорода — образуется одно сложное вещество — аммиак. Разумеется, обратная реакция по этому признаку относится к реакциям разложения.

2. Так как обе реакции — и прямая, и обратная — протекают в присутствии катализатора (им может служить или универсальная, но дорогая платина, или дешевый железный катализатор с добавками оксидов калия и алюминия), то обе реакции являются каталитическими. Следует отметить, что катализатор не влияет на смещение равновесия, он одинаково изменяет скорость как прямой, так и обратной реакций, т. е. только ускоряет момент наступления химического равновесия.

3. Прямая реакция протекает с выделением теплоты, поэтому относится к экзотермическим реакциям. Логично поэтому утверждать, что обратная реакция является эндотермической и протекает с поглощением теплоты.

Итак, рассмотрим теперь, как применяется принцип Ле Шателье, принцип противодействия, для смещения равновесия реакции синтеза аммиака.

1. *Изменение равновесных концентраций,* т. е. концентраций веществ после установления равновесия. Чтобы сместить равновесие в сторону образования аммиака, необходимо увеличить концентрацию исходных веществ, т. е. концентрацию азота и водорода, и уменьшить концентрацию продукта, т. е. аммиака. Равновесные концентрации принято обозначать квадратными скобками, в отличие от неравновесных, которые обозначают буквой *C*. Следовательно, чтобы сместить равновесие рассматриваемой реакции вправо, нужно увеличить концентрации азота и водорода ([N_2] и [H_2]) и уменьшить концентрацию аммиака ([NH_3]), т. е. вывести его из сферы реакции. Понятно, что для смещения равновесия влево нужно поступить наоборот.

2. *Изменение давления.* Синтез аммиака из водорода и азота сопровождается уменьшением объема: из 4 моль исходных веществ образуется только 2 моль аммиака. Очевидно, что в закрытом сосуде или аппарате (он называется колонной синтеза) (рис. 107) продукты этой реакции создают меньшее давление, чем создавали сходные вещества. Значит, прямая реакция — синтез аммиака — сопровождается понижением давления. Наоборот, разложение аммиака на водород и азот ведет к увеличению числа молекул газов, а следовательно, и к увеличению давления. При сжатии реакционной смеси равновесие смещается вправо, в сторону образования аммиака, так как этот процесс приводит к уменьшению давления, т. е. противодействует внешнему воздействию. Наоборот, уменьшение давления смещает равновесие влево, в направлении разложения аммиака.

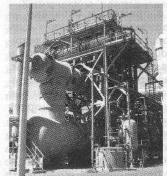


Рис. 107. Колонна синтеза аммиака

Необходимо отметить, что изменение давления смещает равновесие лишь в том случае, если в реакции принимают участие газообразные вещества и она сопровождается изменением их количества. Если же количество газообразных веществ в процессе реакции не изменяется, то увеличение или уменьшение давления не влияет на равновесие такой обратимой реакции. Например, в реакции синтеза оксида азота (II) общее количество вещества исходных газов N_2 и O_2 равно количеству вещества продукта NO (по 2 моль).

Поэтому изменение давления не нарушает равновесие этой реакции.

3. *Изменение температуры.* Мы уже выяснили, что процесс образования аммиака из водорода и азота является экзотермическим, а обратный — разложение аммиака — эндотермическим. При повышении температуры равновесие этой реакции сместится влево, в направлении реакции разложения аммиака, которая проходит с поглощением теплоты и поэтому ослабляется внешним воздействием — повышением температуры. Наоборот, охлаждение реакционной смеси смещает равновесие вправо, в направлении реакции синтеза аммиака. Эта реакция идет с выделением теплоты и противодействует охлаждению.

Схема промышленной установки синтеза аммиака приведена на рисунке 108.

Следовательно, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону эндотермической реак-



Рис. 108. Схема промышленного получения аммиака

ции, а понижение температуры — в направлении экзотермической реакции. Однако в соответствии с правилом Вант-Гоффа, при значительном повышении температуры значительно уменьшается скорость реакции, что экономически невыгодно. Поэтому при производстве аммиака выбирают такой интервал температур (500—550 °С), при котором и равновесие не слишком смещено влево, и скорость реакции достаточно высока. Такие условия называют *оптимальными*, а их определение — *выбором оптимальных условий.*

Как можно убедиться на рассмотренных примерах, применение принципа Ле Шателье к обратимым химическим процессам открывает путь к управлению химическими реакциями.

1. Необратимые и обратимые реакции. 2. Химическое равновесие. 3. Принцип Ле Шателье. 4. Условия смещения равновесия в реакции синтеза аммиака: изменение равновесных концентраций, изменение давления, изменение температуры. Выбор оптимальных условий.

?

1. Какие реакции называют необратимыми? Приведите примеры таких реакций из органической и неорганической химии, запишите их уравнения.

2. Какие реакции называют обратимыми? Что такое химическое равновесие? Как его сместить?

3. Дайте характеристику реакции синтеза оксида серы (VI) из оксида серы (IV) и кислорода. Рассмотрите, как нужно измерить концентрацию веществ, давление и температуру, чтобы сместить равновесие вправо.

4. Для смещения равновесия в реакции синтеза аммиака вправо необходимо понизить температуру. Почему же на производстве этот процесс проводят при достаточно высокой температуре 500—550 °С?

5. Как нужно изменить концентрацию веществ, температуру и давление реакции синтеза иодоводорода: $H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI + Q$, чтобы сместить равновесие вправо?

6. Выберите уравнения обратимых реакций, в которых изменение давления не вызовет смещения химического равновесия:
а) $MgCO_3 \rightleftarrows MgO + CO_2$;
б) $HCOOH + C_2H_5OH \rightleftarrows HCOOC_2H_5 + H_2O$;
в) $3Fe + 4H_2O_{(пар)} \rightleftarrows Fe_3O_4 + 4H_2$;
г) $C_2H_4 + H_2 \rightleftarrows C_2H_6$.

7. Что служит сырьем для синтеза аммиака? Назовите источники этого сырья.

8. Используя свои знания по биологии и неорганической химии, охарактеризуйте народнохозяйственное значение аммиака.

§ 17 Роль воды в химических реакциях

Если взглянуть на нашу планету из космоса (рис. 109), то мы увидим, что большая часть поверхности Земли покрыта водой.

Вода — уникальное химическое вещество, роль которого в химических реакциях трудно переоценить. Представленная схема 4 — лишь бледная копия той роли, которую вода играет в превращениях веществ.

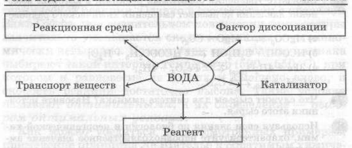
Очевидно, что, как и все вещества, вода подчиняется строгой логической линии «состав — строение — свойства». (*Вспомните состав и строение молекул воды, роль межмолекулярных водородных связей при ассоциации их в жидкую и твердую воду.*)

Огромное число химических реакций протекает в водной среде. По отношению к воде как растворителю все вещества условно делят на следующие группы:

• *растворимые* (в 100 г воды растворяется более 1 г вещества: щелочи, почти все нитраты, все моносахариды, низшие спирты и карбоновые кислоты и др.;



Рис. 109. Вид на Землю из космоса



• *малорастворимые* (в 100 г воды растворяется от 0,01 до 1 г вещества: гидроксид кальция, фториды бария и алюминия, сульфаты серебра и свинца, анилин и фенол при комнатной температуре и др.);

• *практически нерастворимые* (в 100 г воды растворяется менее 0,01 г вещества: почти все фосфаты и карбонаты, кроме солей щелочных металлов и аммония, все углеводороды, высшие спирты, альдегиды и карбоновые кислоты и др.).

Практическим пособием для определения растворимости веществ в воде является таблица растворимости гидроксидов и солей в воде.

Растворение — это не просто физический процесс — результат диффузии. При растворении веществ в воде происходит их химическое взаимодействие с ней — гидратация. Результатом такого взаимодействия является образование растворов. Именно этой точки зрения на растворение придерживался и отстаивал ее великий русский химик Д. И. Менделеев.



Водные растворы — это гомогенные системы, состоящие из молекул воды, частиц растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

Почему мы так осторожно в определении растворов подчеркнули «частиц вещества и продуктов их взаимодействия»? Как вы помните из § 11 «Дисперсные системы», истинные растворы делят на молекулярные, ионные и ионно-молекулярные. Ведь даже в молекулярных растворах веществ содержатся уже совсем не те молекулы, из которых было построено исходное вещество, например молекулы спиртов. Эти молекулы окружены оболочкой из молекул воды. Такие молекулы называют ***гидратированными***. Они представляют собой результат взаимодействия воды с молекулами растворяемого вещества — процесса ***гидратации***.

Косвенным доказательством гидратации как химического процесса является существование твердых *кристаллогидратов*, например солей, в состав которых входит вода. Ее в этом случае называют кристаллизационной. Наиболее известными кристаллогидратами являются медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ и кристаллическая сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

Если для молекулярных растворов все только этим и заканчивается, то для растворов электролитов следует продолжение. Напомним:



электролиты — это вещества, которые в растворах распадаются на ионы — **диссоциируют**.

Электролиты диссоциируют по-разному — одни хорошо, другие не очень. Эту способность электролита к диссоциации характеризует величина, называемая степенью электролитической диссоциации.



Отношение числа молей вещества, распавшегося на ионы, к общему количеству растворенного вещества называют **степенью электролитической диссоциации.**

По величине степени диссоциации все электролиты можно условно разделить на *сильные* (степень диссоциации которых стремится к единице) и *слабые* (степень диссоциации которых стремится к нулю).

Сильные электролиты в растворах практически полностью распадаются на ионы, и уравнение диссоциации

для таких электролитов принято записывать как необратимый процесс:

$$NaOH = Na^+ + OH^-;$$
$$Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

К сильным электролитам относят щелочи, все соли, некоторые кислоты (HCl, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, HBr, HI, CF_3COOH и др.).

Слабые электролиты в растворах диссоциируют очень незначительно, причем этот процесс обратим:

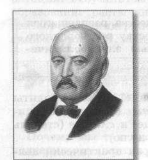
$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-;$$
$$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+.$$

К слабым электролитам относятся многие неорганические (H_2S, H_2CO_3, HCN) и почти все органические кислоты. Вода, будучи причиной диссоциации, сама незначительно диссоциирует:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

Как молекулы, так и ионы в водных растворах гидратированы, т. е. связаны с окружающими их молекулами воды.

Как вы знаете, автором одной из основополагающих теорий химии — *теории электролитической диссоциации* — является шведский химик С. Аррениус. Однако и русские химики — И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский — внесли немалый вклад в развитие представлений о механизме диссоциации и поведении электролита в растворе.



Сванте Август Аррениус (1859—1927)

Шведский химик и физик. На основе проведенных исследований доказал и сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации, обнаружил различную степень диссоциации у разных веществ, открыл зависимость степени диссоциации от разбавления растворов. Основатель учения о скоростях химических реакций. Лауреат Нобелевской премии (1903).

Вспомните, что по характеру образующихся в результате диссоциации ионов различают три типа электролитов: кислоты, основания и соли.



Кислоты — это электролиты, диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка.

$$HCl = H^+ + Cl^-,$$
$$HCOOH \rightleftarrows H^+ + HCOO^-.$$



Основания — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и гидроксид-анионы.

$$KOH = K^+ + OH^-,$$
$$CH_3NH_2 \cdot H_2O \rightleftarrows CH_3NH_3^+ + OH^-.$$



Соли — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка.

$$BaCl_2 = Ba^{2+} + 2Cl^-,$$
$$CH_3COONa = Na^+ + CH_3COO^-.$$

Значительна роль воды для транспортировки веществ в сферу реакции. Как вы знаете, особенно важна она в жизни живых организмов, так как все жидкие среды живых организмов более чем на 90—98% состоят из воды. Так, кровь разносит по организму кислород, питательные вещества, гормоны и другие биологически активные соединения и, в свою очередь, доставляет углекислый газ и продукты распада к местам их удаления из организма.

О роли воды как транспортного средства в промышленном производстве мы уже достаточно рассказывали ранее.

О воде как катализаторе вы узнали из § 15 на примере красивейшего опыта — взаимодействия алюминия с иодом.

Не менее значима роль воды как участника химических реакций, как реагента. В органической химии целая группа реакций присоединения носит название ***реакций гидратации***. О реакции гидратации этилена мы говорили не раз, напомним о реакции *гидратации ацетилена* (реакции Кучерова), представляющей собой одну из ярких страниц отечественной органической химии.

Взаимодействие ацетилена с водой было известно до М. Г. Кучерова. Однако практического применения эта реакция не находила из-за очень малого выхода продукта — уксусного альдегида. Заслуга русского ученого состояла в том, что он нашел катализатор этого процесса — соли ртути, кардинально увеличившие выход продукта:

$$HC{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} CH_3{-}C{\overset{O}{\underset{H}{\lessgtr}}}.$$

В неорганической химии реакции с участием воды также широко известны. Так, с водой при обычных условиях энергично реагируют щелочные и щелочноземельные металлы, при этом образуются щелочь и водород:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow,$$
$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Химические антиподы щелочных металлов — галогены — по-разному взаимодействуют с водой. Вода горит во фторе, а хлор, например, взаимодействует с водой достаточно медленно и обратимо:

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2,$$
$$H_2O + Cl_2 \rightleftarrows HCl + HClO.$$

Именно хлорноватистая кислота HClO, один из продуктов последней реакции, определяет отбеливающее действие хлора.

С осно́вными и кислотными оксидами вода реагирует с образованием соответствующих гидроксидов — щелочей и растворимых кислот, например:

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2,$$
$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Вода участвует в процессах электролиза (разложения веществ электрическим током) и является источником получения чистых водорода и кислорода:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2H_2 + O_2.$$

В свою очередь, взаимодействие водорода и кислорода служит той реакцией, которая позволяет выводить на околоземную орбиту космические корабли (см. рис. 53).

Однако рассмотрением этих свойств далеко не исчерпывается роль воды как реагента. Гораздо более многочисленны и чрезвычайно важны реакции гидролиза, о которых и пойдет речь в следующем параграфе.

1. Роль воды в превращении веществ. 2. Классификация веществ по растворимости в воде: растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые. 3. Растворение как физико-химический процесс. 4. Электролиты. 5. Степень электролитической диссоциации. 6. Сильные и слабые электролиты. 7. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. 8. Реакции гидратации.

?

1. Какое строение имеет молекула воды? Каковы ее физические свойства?
2. Раскройте интегрирующую роль воды в естествознании — между химией, биологией, физикой и географией. Возможно ли без структурирования и актуализации интеграционных проблем достаточно полно сделать это?
3. Расскажите о роли воды в решении экономических проблем общества.
4. Раскройте глобальную проблему человечества — проблему пресной воды на Земле и предложите пути ее решения.
5. Расскажите о роли воды в химических реакциях.
6. Докажите, что диссоциация электролита — это результат процесса гидратации. Какую роль сыграли русские химики в изучении этой стороны теории электролитической диссоциации?
7. Что такое степень электролитической диссоциации? На какие группы делят электролиты по степени электролитической диссоциации? Приведите примеры представителей каждой группы.

8 Перечислите химические свойства воды. Какие из этих свойств находят практическое применение?

9 Что такое кристаллогидраты? Какой процесс лежит в основе наложения гипсовых повязок или изготовления изделий из алебастра?

10 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $O_2 \longrightarrow H_2O \longrightarrow H_2 \longrightarrow NH_3 \longrightarrow H_2O \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow$
$\longrightarrow H_2O \longrightarrow NaOH$;
б) $C_2H_4 \longrightarrow C_2H_5OH \longrightarrow C_2H_4 \longrightarrow CH_3CHO \longrightarrow$
$\longrightarrow CH_3COOH \longrightarrow H_2O$.

§ 18 Гидролиз



Гидролизом называют реакции обменного взаимодействия вещества с водой, приводящие к их разложению.

По направлению реакции гидролиза можно разделить на *обратимые* и *необратимые*.

Если посмотреть на таблицу растворимости гидроксидов и солей в воде, то можно заметить, что в некоторых клеточках этой таблицы стоят прочерки. В сноске же указано, что данное вещество либо не существует, либо разлагается водой, т. е. подвергается необратимому гидролизу. Чаще всего такими солями являются соли, образованные слабым нерастворимым основанием и слабой летучей кислотой. Например, сульфид алюминия существует только в сухом виде, так как в растворе полностью гидролизуется:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow.$$

Кроме некоторых солей, гидролизу подвергаются многие бинарные (двухэлементные) соединения — фосфиды, нитриды, силициды, гидриды и т. д., например:

$$Zn_3P_2 + 6H_2O = 3Zn(OH)_2\downarrow + 2PH_3\uparrow.$$

Отметим, что эта реакция лежит в основе применения фосфида цинка в качестве зооцида — вещества, используемого для борьбы с грызунами.

Необратимый гидролиз используют для получения ацетилена из карбида кальция:

$$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow.$$

Гораздо более значим и многообразен гидролиз обратимый.

Можно выделить четыре типа растворимых солей в зависимости от силы образующих соль кислоты и основания.

Необратимый гидролиз *соли слабого основания* и *слабой кислоты* был рассмотрен выше на примере сульфида алюминия.

Теперь рассмотрим обратимый гидролиз *соли сильного основания* (щелочи) и *слабой кислоты* (H_2S, H_2CO_3, HCN, H_2SO_3, CH_3COOH).

Как правило, в результате такого гидролиза образуются кислая соль и щелочь:

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

или в ионном виде:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-.$$

Такой гидролиз называют ***гидролизом по аниону***. Ион, который обусловливает среду раствора, — гидроксид-анион OH^-, поэтому при растворении карбоната натрия в воде среда полученного раствора будет *щелочной* и индикатор, например фенолфталеин, покажет это, изменив цвет на малиновый.

Кислые соли, как продукт гидролиза по аниону, получаются в том случае, если исходная соль образована многоосновной кислотой. В случае же, когда исходная соль образована одноосновной кислотой, в результате гидролиза получаются щелочь и кислота. В качестве примера рассмотрим гидролиз цианида калия — обязательного атрибута многочисленных шпионских и детективных литературных произведений:

$$KCN + H_2O \rightleftarrows KOH + HCN$$

или в ионном виде

$$CN^- + H_2O \rightleftarrows HCN + OH^-.$$

Теперь вам стало понятно, что убивает человека не сам цианистый калий, а образованная в результате его

гидролиза летучая и чрезвычайно токсичная циановодородная кислота HCN. И горьким миндалем пахнет не цианистый калий, а именно циановодород.

Гидролиз *соли слабого основания* (нерастворимого в воде гидроксида металла, аммиака или амина) и *сильной кислоты* (HCl, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, HBr, HI) приводит, как правило, к образованию сильной кислоты и оснóвной соли:

$$ZnCl_2 + H_2O \rightleftarrows ZnOHCl + HCl$$

или в ионном виде

$$Zn^{2+} + H_2O \rightleftarrows ZnOH^+ + H^+.$$

Такой гидролиз называют ***гидролизом по катиону.*** Ион, который обусловливает среду раствора, — катион водорода H^+, поэтому при растворении хлорида цинка в воде среда полученного раствора будет *кислотной* и индикатор, например лакмус, покажет это, изменив цвет на красный.

Основные соли, как продукт гидролиза по катиону, получаются в том случае, если исходная соль образована многокислотным основанием. Если исходная соль образована однокислотным основанием, в результате гидролиза образуются кислота и основание. В качестве примера рассмотрим гидролиз хлорида аммония. Исторически сложившееся название этой соли — нашатырь или нюхательная соль. Название «нюхательная соль» произошло потому, что в недалеком прошлом дамы носили в медальонах щепотку хлорида аммония и в случае плохого самочувствия нюхали ее. В результате гидролиза нашатыря выделяется аммиак, который и приводил даму в чувство:

$$NH_4Cl + H_2O \rightleftarrows HCl + NH_3 \cdot H_2O$$

или в ионном виде

$$NH_4^+ + H_3O \rightleftarrows H^+ + NH_3 \cdot H_2O.$$

И наконец, гидролиз *соли сильного основания* и *сильной кислоты*, как правило, не происходит, и, соответственно, среда раствора будет *нейтральной*. Например, не гидролизуются хлориды, нитраты, сульфаты щелочных металлов.

$$(C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow{\text{кислота}} C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{дрожжи}} C_2H_5OH$$

целлюлоза (щепа, опилки) — глюкоза — спирт

Рис. 110. Схема производства гидролизного этилового спирта из целлюлозы

Несмотря на красочную палитру различных случаев гидролиза солей в неорганической химии, он ни в какое сравнение не идет с многочисленными случаями гидролиза, изучаемыми органической химией.

Вначале рассмотрим два примера гидролиза органических веществ, которые имеют важное практическое промышленное значение.

Получение гидролизного спирта (рис. 110). Название этого промышленного продукта обусловлено способом его получения. Отходы деревообрабатывающей промышленности (опилки, щепа) содержат целлюлозу, которую подвергают гидролизу (с участием серной кислоты в качестве катализатора):

$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \longrightarrow \underset{\text{глюкоза}}{nC_6H_{12}O_6}.$$

Полученную в результате гидролиза глюкозу под действием ферментов перерабатывают в спирт:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{ферменты}} 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow.$$

Точно такие же химические процессы лежат в основе получения пищевого (питьевого) этилового спирта, только в качестве источника его служит не целлюлоза, а глюкоза, образовавшаяся в результате гидролиза крахмала.

Получение мыла. Низкосортные жиры, или жиры, малопригодные в пищу (например, пальмовое масло), подвергают щелочному гидролизу. Получившиеся при этом жирные карбоновые кислоты связываются щелочью или содой в мыло, смещая тем самым равновесие обратимого процесса вправо:

$$\text{жиры} + \text{вода} \xrightarrow{\text{сода}} \text{мыло} + \text{глицерин}.$$

С мылами вы достаточно подробно знакомились при рассмотрении жесткости воды.

Еще более важное значение имеют процессы гидролиза для обменных процессов, которые лежат в основе жизнедеятельности живых организмов.

Поступающие в организм с пищей белки, жиры, углеводы подвергаются в пищеварительном тракте ферментативному гидролизу с образованием соответственно аминокислот, глицерина и жирных кислот, глюкозы. Из этих «кирпичиков» организм в ходе пластического обмена строит свои собственные белки, жиры и углеводы. Так как эти процессы эндотермические и требуют значительного количества энергии, немаловажную роль в обмене веществ играет и обмен энергии. Оба эти процесса неразрывно связаны в едином жизненном процессе обмена веществ и энергии.

Энергетический обмен представляет собой не что иное, как те же процессы гидролиза. Так, необходимую для пластического обмена (или, как говорят биологи, ассимиляции) энергию организм получает в результате гидролиза АТФ:

$$АТФ + вода \longrightarrow АДФ + фосфорная\ кислота + 40\ кДж.$$

В ходе противоположного процесса (в биологии его называют диссимиляцией) выделяемая из органических веществ энергия вновь накапливается в АТФ:

$$АДФ + фосфорная\ кислота \longrightarrow АТФ + вода - 40\ кДж.$$

1. Гидролиз. 2. Необратимый гидролиз. 3. Обратимый гидролиз неорганических солей. 4. Гидролиз органических веществ — целлюлозы и крахмала (получение этилового спирта); щелочной гидролиз жиров. 5. Гидролиз в организации жизни на Земле.

?

1 Что такое гидролиз? Объясните этимологию этого термина.

2 Почему в таблице растворимости гидроксидов и солей в некоторых клеточках имеются прочерки?

3 Запишите уравнение гидролиза сульфида хрома (III). Какому гидролизу подвергается эта соль?

4 Испытайте в домашних условиях индикаторной бумагой растворы пищевой ($NaHCO_3$) и стиральной соды (Na_2CO_3). В каком растворе среда будет более щелочной? Почему?

5 Испытайте растворы мыла и стирального порошка индикаторной бумагой. Объясните, почему для стирки лучше использовать стиральные порошки, а не мыла. Почему не рекомендуется стирка шерстяных изделий порошками, предназначенными для стирки хлопчатобумажных?

6 Используя знания по биологии, приготовьте три сообщения на тему «Обмен белков (жиров, углеводов) в организме человека, его нарушения и предупреждение их».

7 Даны растворы трех солей:
а) нитрат свинца (II), сульфат калия, силикат натрия;
б) хлорид натрия, сульфид лития, хлорид алюминия;
в) нитрат аммония, цианид натрия, иодид бария.
Как при помощи индикатора распознать их? Для солей, подвергающихся гидролизу, запишите уравнения соответствующих реакций.

8 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
карбид кальция ⟶ ацетилен ⟶ уксусный альдегид ⟶ уксусная кислота ⟶ уксусноэтиловый эфир ⟶ этиловый спирт.
Какие из превращений являются реакциями гидролиза?

9 Чем отличаются реакции гидролиза от реакций гидратации? Что между ними общего?

10 Какие процессы гидролиза имеют промышленное значение?

11 Покажите единство и борьбу противоположностей на примере процессов обмена веществ и энергии в живых организмах.

§ 19 Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз

Повторим еще раз признаки, согласно которым классифицируют химические реакции: изменение состава веществ, число и состав реагентов и продуктов, фаза, тепловой эффект, направление, участие катализатора. Не менее значима еще одна классификация по признаку «изменение степеней окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции». По этому признаку различают реакции, протекающие с изменением степени окисления (окислительно-восстановительные), и реакции, протекающие без изменения степени окисления.



Окислительно-восстановительными называют реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции.

Повторим, что понимают под степенью окисления.



Степенью окисления называют условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что оно состоит только из простых ионов.

Для того чтобы рассчитать степень окисления, нужно воспользоваться несложными правилами:

1) степень окисления (с. о.) кислорода почти всегда равна −2 (исключения: фторид кислорода $\overset{+2}{O}\overset{-1}{F_2}$, пероксиды, например, $\overset{+1}{H_2}\overset{-1}{O_2}$);

2) с. о. водорода почти всегда равна +1 (исключения: гидриды, например, $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{H}$);

3) с. о. металлов всегда положительна, ее максимальное значение почти всегда равно номеру группы;

4) с. о. свободных атомов и атомов в простых веществах всегда равна 0;

5) суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна 0.

К окислительно-восстановительным относятся все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество.

Почему эти реакции так называют? Рассмотрим примеры окислительно-восстановительных реакций с участием неорганических и органических веществ.

В качестве первой реакции возьмем красивую и практически важную реакцию алюминотермии (см. рис. 100):

$$Fe_2O_3 + 2Al = 2Fe + Al_2O_3.$$

Обозначим степени окисления всех элементов в формулах веществ — реагентов и продуктов этой реакции:

$$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} + 2\overset{0}{Al} = 2\overset{0}{Fe} + \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3}.$$

Как видно из уравнения, два элемента — железо и алюминий — изменили свои степени окисления. Что с ними произошло?

Алюминий из нейтрального атома превратился в условный ион в степени окисления +3, т. е. отдал три электрона:

$$\overset{0}{Al} - 3\bar{e} \xrightarrow{\text{окисление}} \overset{+3}{Al}.$$

восстановитель

Элементы или вещества, отдающие электроны, называют ***восстановителями***. В ходе реакции они ***окисляются***.

Условный ион железа в степени окисления +3 получил три электрона и превратился в нейтральный атом:

$$\overset{+3}{Fe} + 3\bar{e} \xrightarrow{\text{восстановление}} \overset{0}{Fe}.$$

окислитель

Элементы или вещества, принимающие электроны, называют ***окислителями***. В ходе реакции они ***восстанавливаются***.

Процессы, происходящие в рассмотренном примере, можно представить в виде схемы.

восстановление

$$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} + \overset{0}{Al} \Longrightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3}$$

окисление

Понятие об окислительно-восстановительных реакциях универсально, т. е. оно справедливо не только для неорганической, но и для органической химии. Химики-органики употребляют аналогичные выражения, например, для альдегидов: «они восстанавливаются в спирты» или «они окисляются в кислоты».

Рассмотрим окислительно-восстановительную реакцию горения метана:

$$\overset{-4}{C}\overset{+1}{H_4} + 2\overset{0}{O_2} = \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} + 2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}.$$

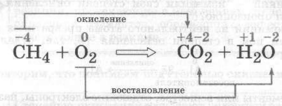
$$\overset{-4}{C} - 8\bar{e} \xrightarrow{\text{окисление}} \overset{+4}{C} \quad 8 \quad 1$$

восстановитель

$$\overset{0}{O_2} + 4\bar{e} \xrightarrow{\text{восстановление}} 2\overset{-2}{O} \quad \quad 2$$

окислитель

Этот процесс можно представить в виде схемы.



Наиболее сильными восстановителями являются: металлы, водород, оксид углерода (II), углерод, сероводород, аммиак и др.

Наиболее сильными окислителями являются: фтор, кислород, озон, галогены, азотная и серная кислоты, перманганат калия и др.

Однако самым сильным из известных окислителей и восстановителей является электрический ток. Он восстанавливает даже щелочные и щелочноземельные металлы и алюминий из их соединений и окисляет даже ионы галогенов и кислорода из их соединений до простых веществ.



Электролизом называют окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Обратите внимание: наши представления об электролитах расширились. К электролитам относят не только те вещества, растворы которых проводят электрический ток, но и вещества, расплавы которых электропроводны.

Знакомство с электролизом мы и начнем с электролиза расплавов электролитов.

При плавлении электролиты распадаются на ионы, только в отличие от ионов в водных растворах такие ионы не гидратированы. При пропускании электрического тока через расплав ионы направляются к противоположно заряженным электродам и разряжаются на них.

Рассмотрим электролиз расплава хлорида натрия. В расплаве эта соль диссоциирует:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-.$$

Катионы натрия направляются к катоду (отрицательному полюсу источника тока) и разряжаются на нем, т. е. восстанавливаются:

$$Na^+ + 1\bar{e} \longrightarrow Na^0.$$

Хлорид-анионы направляются к аноду (положительному полюсу источника тока) и разряжаются на нем, т. е. окисляются:

$$2Cl^- - 2\bar{e} \longrightarrow Cl_2^0.$$

Итоговое уравнение электролиза расплава хлорида натрия:

$$2NaCl(\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Na + Cl_2.$$

Схематично этот процесс представлен на рисунке 111. Именно так в промышленности получают щелочные и щелочноземельные металлы, а также галогены. Впервые использовал электролиз для получения этих металлов английский химик Г. Дэви.

Электролизом жидкого фтороводорода французский химик А. Муассан впервые получил фтор, который до него безуспешно пытались получить многие ученые из разных стран мира. Эти попытки нередко заканчивались трагически. В 1906 г. А. Муассан был удостоен Нобелевской премии за открытие и получение фтора. Напомним, что другим претендентом на эту премию был Д. И. Менделеев.

Активные металлы получают не только из солей, но также и из расплавов других соединений, например оксидов. Так, мировая алюминиевая промышленность использует для производства этого металла обезвоженные бокситы.

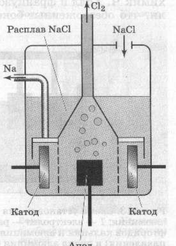


Рис. 111. Схема установки для электролиза расплава хлорида натрия



Рис. 112. Боксит

Оксид алюминия имеет атомную кристаллическую решетку и является чрезвычайно тугоплавким веществом. Поэтому получение из него алюминия изначально было очень дорогим. На Парижской выставке 1855 г. алюминий демонстрировался как самый редкий металл. Он стоил тогда чуть ли не в 10 раз дороже золота. В 1883 г. выработка алюминия во всем мире не достигала и 3 т. Между тем химикам уже тогда было известно, что алюминий — третий по распространенности в земной коре химический элемент и самый распространенный в ней металл, на его долю приходится более 8% массы земной коры.

Немногим более ста лет назад американский студент-химик Ч. Холл и французский металлург П. Эру открыли, что обезвоженные бокситы (или глинозем — оксид

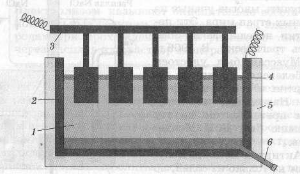


Рис. 113. Схема установки для промышленного получения алюминия: *1* — электролит — расплавленный криолит с добавками фторидов кальция и алюминия (для снижения температуры плавления) и оксид алюминия (добавляют периодически); *2* — угольный катод; *3* — угольный анод; *4* — корка из застывшего оксида алюминия, защищающая расплавленный алюминий от окисления; *5* — стальная ванна; *6* — отбор расплавленного алюминия

алюминия (рис. 112)) можно растворить при 950 °С в расплавленном криолите и затем путем электролиза выделить из него алюминий (рис. 113). Метод Холла — Эру сделал возможным промышленное получение алюминия.

Второй тип электролиза, используемого в промышленности, — это электролиз растворов.

В этом процессе приходится учитывать не только те ионы, на которые диссоциирует электролит, но также и ионы, образующиеся при очень незначительной диссоциации молекул воды:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-.$$

Рассмотрим электролиз раствора хлорида натрия (рис. 114). На катод в этом случае отправятся ионы Na^+ и H^+, на анод — Cl^- и OH^-. На катоде происходит восстановление катионов водорода, на аноде — окисление хлорид-анионов, а в растворе останутся катионы натрия и гид-

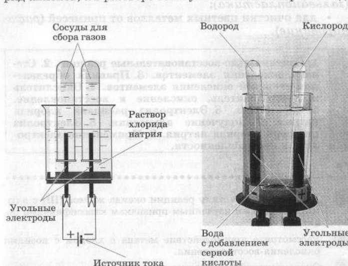


Рис. 114. Схема установки для электролиза раствора хлорида натрия в лаборатории

Рис. 115. Электролиз воды в лабораторных условиях

роксид-анионы. Суммарное уравнение рассмотренного процесса:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow.$$

Следовательно, продуктами электролиза раствора хлорида натрия являются водород, хлор и гидроксид натрия.

В промышленности электролиз находит широкое применение:

• для получения щелочных, щелочноземельных металлов и алюминия;

• для получения галогенов, водорода и кислорода (рис. 115);

• для нанесения металлических покрытий на поверхность изделий — никелирование, хромирование, золочение (общее название таких процессов — *гальваностегия*);

• для изготовления рельефных металлических копий (*гальванопластика*);

• для очистки цветных металлов от примесей (*рафинирование*).

1. Окислительно-восстановительные реакции. 2. Степень окисления элементов. 3. Правила определения степеней окисления элементов. 4. Окислитель и восстановитель, окисление и восстановление. 5. Электролиз. 6. Электролиз расплава хлорида натрия. 7. Получение алюминия. 8. Электролиз раствора хлорида натрия. 9. Применение электролиза в промышленности.

?

1 Дайте характеристику реакции оксида железа (III) с алюминием по всем изученным признакам классификации реакций.

2 Рассмотрите взаимодействие метана с хлором с позиции окисления-восстановления.

3 Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства кислорода в реакциях с простыми и сложными веществами. Запишите уравнения реакций и рассмотрите их в свете процессов окисления-восстановления.

4 Почему аммиак NH_3 проявляет только восстановительные свойства, а азотная кислота HNO_3 — только окислительные?

5 Что такое электролиз? Сравните его с гидролизом.

6 Подготовьте сообщение на тему «Возникновение и развитие алюминиевой промышленности».

7 Охарактеризуйте интегрирующую роль алюминиевого производства в мировом экономическом процессе.

8 Назовите продукты электролиза раствора и расплава: а) хлорида меди (II); б) раствора сульфата меди (II).

9 Перечислите предметы домашнего обихода и оборудования квартиры, при изготовлении которых были использованы гальванопластика и гальваностегия.

10 Перечислите детали автомобиля, при изготовлении которых были использованы гальванопластика и гальваностегия.

Глава третья

Вещества и их свойства

§ 20 Металлы

Строение атомов и кристаллов металлов было достаточно подробно рассмотрено в первой главе «Строение вещества», так же как их физические свойства и некоторые сплавы. Получение металлов и многие химические свойства металлов характеризовались во второй главе «Химические реакции». Поэтому дадим общий очерк химических свойств металлов.

Эти свойства можно охарактеризовать выражением: *все металлы проявляют только восстановительные свойства.*

Взаимодействие металлов с неметаллами

Так как металлы являются восстановителями, то они отдают свои электроны неметаллам, которые, разумеется, проявляют при этом окислительные свойства. В результате образуются бинарные соединения, названия которых формируются по единому принципу:

«неметалл ид» + «металл [а]» (с. о., если переменная).

Металлы взаимодействуют с галогенами с образованием солей, потому последние так и называют — галогены, т. е. «рождающие соли». Например, поваренную соль можно получить взаимодействием натрия с хлором:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}.$$

В колбе, наполненной хлором, красиво вспыхивают и сгорают кристаллики измельченной сурьмы (рис. 116), образуя при этом смесь хлоридов сурьмы (III) и (V):

$$2\overset{0}{Sb} + 3\overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+3}{Sb}\overset{-1}{Cl}_3,$$

$$2\overset{0}{Sb} + 5\overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+5}{Sb}\overset{-1}{Cl}_5.$$



Рис. 116. Горение сурьмы в хлоре

Алюминий с иодом и с серой взаимодействует при участии катализатора, в роли которого выступает вода (см. рис. 106).

Характеризуя это свойство металлов, следует подчеркнуть, что в случае переменной степени окисления у металла продукт его взаимодействия с неметаллом зависит от окислительных свойств последнего. Например, при взаимодействии железа с серой образуется сульфид железа (II), а с хлором — хлорид железа (III) (рис. 117):

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} = \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S},$$

$$2\overset{0}{Fe} + 3\overset{0}{Cl}_2 = 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl}_3.$$

Кислород — активнейший неметалл — играет такую важную роль в химии, что великий Д. И. Менделеев предусмотрел для высших оксидов специальную графу в своей таблице.

При взаимодействии с кислородом металлы образуют различные по составу продукты: оксиды, а также пероксиды. Полученные в результате таких реакций оксиды проявляют или осно́вные, или амфотерные свойства.

Например, при горении лития и магния образуются осно́вные оксиды:

$$4\overset{0}{Li} + \overset{0}{O}_2 = 2\overset{+1}{Li}_2\overset{-2}{O},$$

$$2\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O}_2 = 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}.$$



Рис. 117. Взаимодействие железа с хлором



Рис. 118. Горение алюминия — основа пиротехнических средств

Последняя реакция сопровождается выделением такого яркого света, что использовалось первыми фотографами в качестве вспышки при съемке (современные фотографы используют электровспышку).

Алюминий сгорает ярким ослепительным пламенем, а потому в порошке используется в качестве компонента зажигательных ракет, фейерверков, салютов, бенгальских огней и других пиротехнических средств (рис. 118):

$$4\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{O}_2 = 2\overset{+3}{Al}_2\overset{-2}{O}_3.$$

Железо сгорает в кислороде с образованием оксида, формула которого Fe_3O_4 ($\overset{+2}{Fe}\overset{-2}{O} \cdot \overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O}_3$) — железной окалины:

$$3\overset{0}{Fe} + 2\overset{0}{O}_2 = \overset{+2,+3}{Fe_2O_4}.$$

Натрий при взаимодействии с кислородом образует не оксид, а пероксид:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{O}_2 = \overset{+1}{Na}_2\overset{-1}{O}_2.$$

Это вещество — пероксид натрия — обязательный химикат на борту подводной лодки или космического корабля, так как обладает способностью регенерировать воздух:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow.$$

Оксид натрия может быть получен при прокаливании пероксида натрия с натрием:

$$\overset{+1}{Na}_2\overset{-1}{O}_2 + 2\overset{0}{Na} = 2\overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{O}.$$

Взаимодействие металлов с водой

При обычных условиях энергично взаимодействуют с водой щелочные и щелочноземельные металлы, при этом образуются щелочь и водород (в полном соответствии с названиями подгрупп).

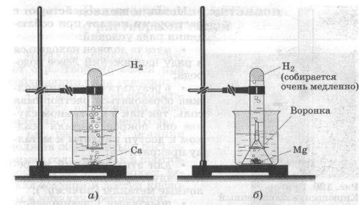


Рис. 119. Взаимодействие с водой: *а* — кальция; *б* — магния

Скорость химической реакции щелочных металлов с водой зависит от природы металла (см. рис. 105). Выделяющийся водород в реакции с литием можно собрать, накрывая металл пробиркой, но ни с натрием, ни с калием подобный опыт проделать нельзя, так как водород выделяется очень активно и может загореться. В этом случае возможен взрыв и выброс щелочи:

$$2\overset{0}{M} + 2\overset{+1}{H}_2O = 2\overset{+1}{M}OH + \overset{0}{H}_2, \text{ (M — щелочной металл).}$$

Аналогично можно получить и собрать водород и в реакциях магния и кальция с водой:

$$2\overset{0}{M} + 2\overset{+1}{H}_2O = \overset{+2}{M}(OH)_2 + \overset{0}{H}_2 \text{ (M — Mg или Ca).}$$

Следует отметить, что реакция магния с водой протекает еле заметно, и в воду необходимо поместить металл в виде мелкой стружки (рис. 119).

Взаимодействие металлов с растворами кислот

Способность металлов взаимодействовать с растворами кислот и следующие свойства металлов вытекают из их положения в электрохимическом ряду напряжений:

K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, (H_2), Cu, Hg, Ag, Au.

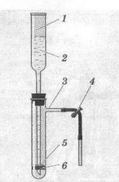


Рис. 120. Прибор Кирюшкина, заряженный для получения водорода:
1 — воронка;
2 — соляная кислота;
3 — газоотводная трубка;
4 — зажим;
5 — гранулы цинка;
6 — резиновое кольцо

Металлы взаимодействуют с растворами кислот при соблюдении ряда условий:

- металл должен находиться в ряду напряжений левее водорода;
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она покроет металл осадком и доступ кислоты к металлу прекратится;
- для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы (*почему?*);
- по-особому взаимодействуют с металлами концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации.

Например, хорошо знакомая вам реакция Г. Кавендиша, которую мы описывали ранее:

$$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H}_2,$$

$$Zn^0 + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2^0.$$

Для получения водорода по этой реакции рациональнее использовать не аппарат Киппа, а прибор Кирюшкина (рис. 120).

Аналогично протекает реакция металлов и с органическими кислотами:

$$2CH_3COO\overset{+1}{H} + \overset{0}{Zn} \longrightarrow (CH_3COO)_2\overset{+2}{Zn} + \overset{0}{H}_2,$$

$$2CH_3COOH + Zn \longrightarrow 2CH_3COO^- + Zn^{2+} + H_2^0.$$

Некоторые органические соединения проявляют слабые кислотные свойства, а потому взаимодействуют с щелочными металлами:

$$\underset{\text{этанол}}{2C_2H_5OH} + 2Na \longrightarrow \underset{\text{этилат натрия}}{2C_2H_5ONa} + H_2,$$

$$\underset{\text{фенол}}{2C_6H_5OH} + 2Na \longrightarrow \underset{\text{фенолят натрия}}{2C_6H_5ONa} + H_2.$$

Взаимодействие металлов с растворами солей

Металлы взаимодействуют с растворами солей при соблюдении ряда условий:

- металл должен находиться в ряду напряжений левее металла, образующего соль;
- в результате реакции должна образоваться растворимая соль, так как в противном случае она покроет металл осадком и доступ кислоты к металлу прекратится;
- для этих реакций не рекомендуется использовать щелочные металлы (*почему?*).

Рис. 121. Взаимодействие меди с раствором нитрата серебра

Например:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 = \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu},$$

$$Fe^0 + Cu^{2+} = Fe^{+2} + Cu^0$$

(см. рис. 99).

На рисунке 121 показана красивая реакция замещения медью серебра из раствора его соли:

$$\overset{0}{Cu} + 2\overset{+1}{Ag}NO_3 = \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{0}{Ag},$$

$$Cu^0 + 2Ag^+ = Cu^{2+} + 2Ag^0.$$

Металлотермия

Некоторые активные металлы — литий, магний, кальций, алюминий — способны вытеснять другие металлы из их оксидов. Это свойство используют для получения некоторых металлов, а также для изготовления термитных смесей. Так, хром получают с помощью алюминотермии:

$$2\overset{0}{Al} + \overset{+3}{Cr}_2O_3 = \overset{+3}{Al}_2O_3 + 2\overset{0}{Cr}.$$

Коррозия металлов и способы защиты от нее

«Ржа ест железо» — гласит русская народная поговорка. Ржавчина, которая появляется на поверхности стальных и чугунных изделий, — это яркий пример коррозии.



Коррозией (от лат. corrodere — разъедать) называют самопроизвольное разрушение металлов и сплавов под влиянием окружающей среды.

У поэта В. Шефнера есть очень образные строчки:

Коррозия — рыжая крыса,
Грызет металлический лом.

Ежегодно из-за коррозии разрушается около четверти от всего произведенного в мире железа. Однако не только потеря металлов, но и порча изготовленных из них изделий обходится очень дорого. Затраты на ремонт или на замену деталей судов, автомобилей, аппаратуры химических производств, приборов и коммуникаций во много раз превышают стоимость металла, из которого они изготовлены.

Коррозия вызывает серьезные экологические последствия. Утечка газа, нефти и других опасных химических продуктов из разрушенных коррозией трубопроводов приводит к загрязнению окружающей среды, что отрицательно влияет на здоровье и жизнь людей. Понятно, почему на защиту металлов и сплавов от коррозии тратят большие средства.

Коррозию металлов и сплавов (их окисление) вызывают такие компоненты окружающей среды, как вода, кислород, оксиды углерода и серы, содержащиеся в воздухе, водные растворы солей (морская вода, грунтовые воды). Эти компоненты непосредственно окисляют металл — происходит *химическая коррозия*.

Чаще всего коррозии подвергаются изделия из железа. Особенно сильно корродирует металл во влажном воздухе и воде. Упрощенно этот процесс можно выразить с помощью следующего уравнения химической реакции:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3.$$

Химически чистое железо почти не корродирует. Вместе с тем техническое железо, которое содержит различные примеси, например в чугунах и сталях, ржавеет. Следовательно, одной из причин возникновения коррозии является наличие примесей в металле, его неоднородность.

Химическую сущность коррозионного процесса для этого случая покажем на следующем примере. Если два различных металла, находящихся в контакте между собой, опустить в водный раствор электролита (в реальных условиях это, например, грунтовые воды, сконденсированная влага из атмосферы), то металл более активный, расположенный в электрохимическом ряду напряжений левее, будет разрушаться, предохраняя тем самым менее активный металл от коррозии. Например, при контакте железа с медью в водной среде железо, как более активный металл, будет постепенно растворяться, переходя в воду в виде ионов железа. При этом электроны, высвободившиеся из атомов железа, перейдут к меди и на ее поверхности соединятся с ионами водорода, выделившимися из компонентов водной среды (например, серной или других кислот; вам, очевидно, известно такое выражение, как «кислотные дожди»). Этот *электрохимический процесс* можно представить так:

$$Fe^0 - 2\bar{e} \longrightarrow Fe^{2+} \text{ (на железе)},$$
$$2H^+ + 2\bar{e} \longrightarrow H_2^0 \text{ (на меди)},$$
$$Fe^0 + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2^0 \text{ (в ионном виде)}.$$

Эксперимент по влиянию условий окружающей среды на коррозию металлов представлен на рисунке 122.

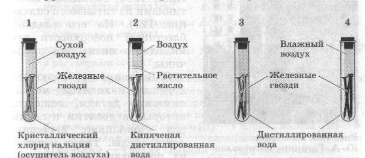


Рис. 122. Коррозия железа в различных условиях

Для борьбы с коррозией используют много способов. Назовем некоторые из них.

1. *Нанесение защитных покрытий* на поверхности предохраняемого от коррозии металла. Для этого часто используют масляные краски, эмали, лаки. Эти неметаллические покрытия дешевые, но обычно недолговечные. Раз в два года, а иногда и чаще их требуется обновлять. Так, например, красят Эйфелеву башню в Париже.

Защищаемый от коррозии металл можно покрыть слоем другого металла: золота, серебра, хрома, никеля, олова, цинка и др. Один из самых старых способов — это *лужение,* или покрытие железного листа слоем олова. Такое железо называют *белой жестью.*



Рис. 123. Памятник Ю. А. Гагарину изготовлен из титанового сплава, не подвергающегося коррозии

2. *Использование нержавеющих сталей*, содержащих специальные добавки. Например, «нержавейка», из которой изготавливают столовые приборы, содержит до 12% хрома и до 10% никеля. В состав легких нержавеющих сплавов входят алюминий или титан. Памятник Ю. А. Гагарину (скульптор П. Бондаренко, архитекторы Я. Белопольский, Ф. Гажевский, 1980) облицован пластинками из титанового сплава (рис. 123). На его гладкой блестящей поверхности нет ни одного пятнышка ржавчины.

3. Введение в рабочую среду, где находятся металлические детали, веществ, которые в десятки и сотни раз уменьшают агрессивность среды. Такие вещества называют *ингибиторами коррозии.*

Ингибиторы коррозии вводят в замкнутые системы охлаждения, в нефтепродукты и даже впрыскивают в газопроводы для снижения коррозии труб изнутри. Для предотвращения коррозии железа в серной кислоте к ней добавляют в качестве ингибитора азотную кислоту.

4. *Создание контакта с более активным металлом — протектором.* Например, для защиты стальных корпусов морских судов обычно используют цинк. Да и на суше металлическую конструкцию (трубу, ЛЭП и т. д.) соединяют с листом или куском более активного металла. С этой же целью к деталям конструкции мостов приваривают куски цинка.

1. Химические свойства металлов: взаимодействие с неметаллами, водой, растворами кислот и солей, металлотермия. 2. Коррозия металлов. 3. Химическая и электрохимическая коррозия. 4. Способы защиты от коррозии.

?

1. Какими особенностями строения отличаются: а) атомы; б) кристаллы металлов? Как их строение определяет свойства этого класса веществ? Каким одним словом можно охарактеризовать химические свойства металлов?
2. Что такое электрохимический ряд напряжений металлов? Какими двумя правилами ряда напряжений характеризуются свойства металлов?
3. Какие условия необходимы для взаимодействия металлов с растворами кислот?
4. Какие условия необходимы для взаимодействия металлов с растворами солей?
5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) натрий ⟶ пероксид натрия ⟶ оксид натрия ⟶ гидроксид натрия ⟶ сульфат натрия;
б) железо ⟶ хлорид железа (II) ⟶ хлорид железа (III) ⟶ гидроксид железа (III) ⟶ оксид железа (III) ⟶ железо;
в) кальций ⟶ оксид кальция ⟶ гидроксид кальция ⟶ карбонат кальция ⟶ гидрокарбонат кальция ⟶ карбонат кальция ⟶ хлорид кальция ⟶ кальций.

6. Что такое коррозия металлов? Какие виды коррозии различают?

7. Запишите уравнения всех возможных реакций, в результате которых литий корродирует на воздухе.

8. Что такое гальваностегия? Как ее используют для защиты металлов от коррозии? Назовите другие способы защиты металлов от коррозии.

§ 21 Неметаллы

Особенности строения атомов неметаллов и их кристаллического строения мы уже рассматривали. Также вам хорошо знакомо и явление аллотро́пии, которое для элементов-неметаллов более характерно, чем для элементов-металлов.

Среди физических свойств отметим лишь то, что, хотя по сравнению с металлами неметаллов гораздо меньше, для них трудно выделить общие физические свойства. Судите сами (рис. 124): водород, кислород, озон, фтор, хлор, азот — это газы при обычных условиях, бром — жидкость, а бор, углерод (во всех аллотропных модифи-

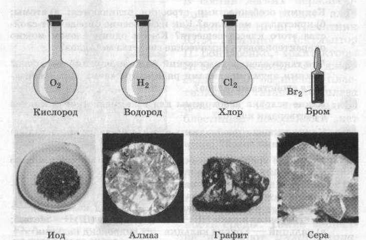


Рис. 124. Простые вещества — неметаллы

Таблица 4

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Фтор F_2	Газ, не сжижается при обычной температуре	Светло-желтый	Резкий, раздражающий	−220	−188
Хлор Cl_2	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Желто-зеленый	Резкий, удушливый	−101	−34
Бром Br_2	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	−7	+58
Иод I_2	Твердое вещество, способное к возгонке	Черно-фиолетовый с металлическим блеском	Резкий	+114	+186

кациях), кремний, сера, фосфор, селен, теллур, иод, астат — твердые вещества. Окраска неметаллов — простых веществ охватывает все цвета спектра: красный (красный фосфор, красно-бурый бром), желтый (сера), зеленый (желто-зеленый хлор), фиолетовый (иод) и т. д.

Температуры плавления неметаллов также лежат в очень широком интервале — от 3800 °С у графита до −210 °С у азота, что, как вы знаете, является следствием образования ими двух типов кристаллических решеток: молекулярной и атомной (*вспомните особенности этих типов решеток и свойства, определяемые ими, приведите примеры*).

Для галогенов можно проследить изменение физических свойств неметаллов в зависимости от их положения в Периодической системе (табл. 4).

Если химические свойства металлов характеризуются как восстановительные, то для неметаллов характерны и восстановительные, и окислительные свойства. Способность неметаллов проявлять те или другие свойства определяется их положением в ряду электроотрицательности:

$$F \longrightarrow O \longrightarrow Cl \longrightarrow N \longrightarrow Br \longrightarrow S \longrightarrow C \longrightarrow H.$$

Электроотрицательность уменьшается

Окислительные свойства неметаллов

Наиболее ярко окислительные свойства неметаллов проявляются в реакциях с металлами, о чем подробно говорилось в предыдущем параграфе. Например, даже малоактивная ртуть при обычных условиях соединяется с серой:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{Hg} = \overset{+2\,-2}{HgS}.$$

Эту реакцию используют для сбора пролитой ртути, которая чрезвычайно ядовита. Этот процесс называют *демеркуризацией* (в средние века каждый металл считался представителем того или иного небесного тела на Земле; ртуть связывали с Меркурием).

Окислительные свойства неметаллы проявляют и по отношению к водороду (*почему?*). Многие реакции синтеза водородных соединений неметаллов имеют большое

практическое значение. Так, например, получают в промышленности аммиак и хлороводород:

$$3\overset{0}{H_2} + \overset{0}{N_2} \xrightleftharpoons{Fe,\ t,\ p} 2\overset{-3+1}{NH_3},$$
$$H_2 + Cl_2 = 2HCl.$$

На примере взаимодействия галогенов с водородом рассмотрим зависимость скорости химической реакции от природы галогена. Обозначив галоген символом Г, уравнение этой реакции можно записать так:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Г_2} = 2\overset{+1-1}{НГ}.$$

Так, если фтор взаимодействует с водородом со взрывом почти при любых условиях, то хлор взрывается только на свету, бром взаимодействует с водородом без взрыва, а твердый иод вступает не в экзотермическое, как первые три галогена, а в эндотермическое взаимодействие.

На примере водорода вы смогли убедиться, что неметаллы (ведь водород тоже неметалл) способны проявлять и восстановительные свойства. Все зависит от положения неметалла в ряду электроотрицательности. Например, фосфор, менее электроотрицательный элемент, будет проявлять восстановительные свойства по отношению к более электроотрицательному хлору:

$$2\overset{0}{P} + 3\overset{0}{Cl_2} = 2\overset{+3-1}{PCl_3}$$

и далее

$$\overset{+3-1}{PCl_3} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{+5-1}{PCl_5}.$$

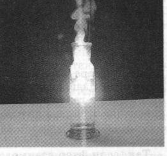
Восстановительные свойства неметаллов

Исходя из значений электроотрицательности, можно предположить, что по отношению к фтору и кислороду остальные неметаллы всегда будут проявлять восстановительные свойства. Наиболее известны и значимы реакции горения неметаллов с участием кислорода, например:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4-2}{SO_2} \text{ (рис. 125, } a).$$



а)



б)

Рис. 125. Горение в кислороде: *а* — серы; *б* — фосфора

Как вы знаете, эта реакция является первой стадией процесса получения серной кислоты из серы (*запишите уравнения реакций для двух остальных*).

Аналогично, горение фосфора в кислороде:

$$4\overset{0}{P} + 5\overset{0}{O}_2 = 2\overset{+5}{P}_2\overset{-2}{O}_5$$

(рис. 125, *б*) — это первая стадия получения фосфорной кислоты.

Восстановительные свойства неметаллы проявляют также и в реакциях со сложными веществами — сильными окислителями. Например, реакция серы и фосфора с бертолетовой солью лежит в основе зажигания обыкновенной спички:

$$3\overset{0}{S} + 2K\overset{+5}{Cl}O_3 = 2K\overset{-1}{Cl} + 3\overset{+4}{S}O_2.$$

Рис. 126. Вытеснение брома из его соли более активным галогеном

Окислительно-восстановительные свойства галогенов характеризуются своеобразным рядом активности:

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2.$$

Например:

$$\overset{0}{Cl}_2 + 2K\overset{-1}{Br} = 2K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br}_2 \text{ (рис. 126)},$$

$$\overset{0}{Br}_2 + 2K\overset{-1}{I} = 2K\overset{-1}{Br} + \overset{0}{I}_2.$$

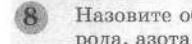
Фтор, как и щелочные металлы, для реакций с растворами солей непригоден, так как реагирует с водой — вода горит во фторе (запишите уравнение реакции).

1. Физические свойства неметаллов. 2. Физические свойства галогенов. 3. Окислительные свойства неметаллов. 4. Восстановительные свойства неметаллов. 5. Характеристика химических свойств галогенов: взаимодействие с металлами, водородом, галогенидами.

?

1. Какими особенностями строения отличаются атомы и кристаллы неметаллов? Как их строение определяет свойства этого класса веществ? Какие свойства — окислительные или восстановительные — характерны для неметаллов?
2. Что такое электроотрицательность? Сравните ряд электроотрицательности неметаллов с электрохимическим рядом напряжений металлов.
3. Охарактеризуйте окислительные свойства неметаллов, запишите соответствующие уравнения реакций. Каким кристаллическим строением и свойствами будут обладать продукты реакций металлов с неметаллами? Приведите примеры.
4. Охарактеризуйте восстановительные свойства неметаллов, запишите соответствующие уравнения реакций.
5. Какими кристаллическим строением и свойствами будут обладать летучие водородные соединения неметаллов?
6. Взаимодействие красного фосфора с бертолетовой солью описывается следующей схемой:
   $$P + KClO_3 \longrightarrow P_2O_5 + KCl.$$
   Составьте уравнение этой реакции, расставив коэффициенты в нем методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.
7. Взаимодействие фосфора с азотной кислотой описывается следующей схемой:
   $$P + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO.$$

Составьте уравнение этой реакции, расставив коэффициенты в нем методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.



Назовите области применения серы, фосфора, хлора, углерода, азота.

§ 22 Кислоты

Этот класс соединений широко распространен в природе. В желудке человека содержится сильная бескислородная одноосновная соляная кислота — своеобразный санитарный кордон для микробов, которые попадают в желудок вместе с пищей.

Соляная кислота желудка создает благоприятную среду для работы фермента желудочного сока пепсина, который расщепляет сложные белки до более простых. Следовательно, соляная кислота — необходимое для пищеварения вещество. При недостаточной кислотности желудочного сока больным предписывают принимать аптечные препараты, содержащие соляную кислоту. Однако и избыток соляной кислоты в желудке грозит дискомфортом, который известен под названием изжога. В этом случае нередко избыток кислоты гасится с помощью минеральных карбонатных и гидрокарбонатных вод.

В природе наблюдается многообразие органических кислот (рис. 127): лимонная кислота содержится в лимонах, яблочная — в яблоках, щавелевая — в листьях щавеля. Муравьи защищаются от врагов, разбрызгивая жидкость, содержащую муравьиную кислоту. Эта кислота содержится в пчелином яде и в жгучих волосках крапивы. Помогает сохранять свежими ягоды клюквы или брусники в течение многих месяцев содержащаяся в них бензойная кислота.

При скисании виноградного сока получается уксусная кислота, а при скисании молока, при квашении капусты и при силосовании кормов для скота — молочная кислота (рис. 128).

Кислоты можно классифицировать по различным признакам (табл. 5).

Кислый вкус, действие на индикаторы, электрическая проводимость растворов, взаимодействие с металлами, оснóвными и амфотерными оксидами, основаниями и солями, образование сложных эфиров со спиртами — все эти свойства являются общими как для неорганических, так и для органических кислот.

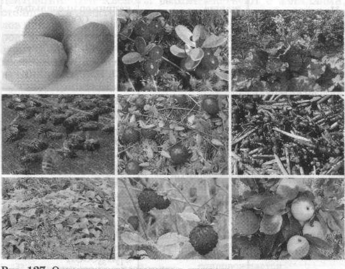


Рис. 127. Органические кислоты в природе



а)



б)

Рис. 128. Молочная кислота содержится в кисломолочных продуктах (*а*), образуется при квашении капусты (*б*)

Признаки классификации	Группы кислот	Пример
Наличие кислорода	Кислородсодержащие	H_2SO_4, HNO_3, карбоновые кислоты, например предельные $C_nH_{2n+1}COOH$
	Бескислородные	H_2S, HCl, HBr
Основность (число атомов H в молекуле, способных замещаться на металл)	Одноосновные	HCl, HNO_3, CH_3COOH
	Двухосновные	H_2S, H_2SO_4, щавелевая кислота HOOC—COOH
	Трехосновные	H_3PO_4
Растворимость	Растворимые	H_2SO_4, HNO_3, HCOOH, CH_3COOH
	Нерастворимые	H_2SiO_3, жирные кислоты, например пальмитиновая $C_{15}H_{31}COOH$ и стеариновая $C_{17}H_{35}COOH$
Летучесть	Летучие	HCl, H_2S, CH_3COOH
	Нелетучие	H_2SO_4, H_2SiO_3, высшие жирные кислоты
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \longrightarrow 1$)	H_2SO_4 HCl, HNO_3, $HClO_4$
	Слабые ($\alpha \longrightarrow 0$)	H_2S, H_2CO_3, CH_3COOH
Стабильность	Стабильные	H_2SO_4, H_3PO_4, HCl
	Нестабильные	H_2CO_3, H_2SO_3, H_2SiO_3

Взаимодействие кислот с металлами

Это свойство уже было рассмотрено подробно.

Рассмотрим особенности взаимодействия с металлами концентрированной серной и азотной кислоты любой концентрации. Эти кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений металлов как до, так и после водорода, не образуя при этом водород. В результате реакций этих кислот с металлами образуются соль, вода и продукт восстановления сульфат- или нитрат-анионов.

Так, при взаимодействии серной кислоты с медью образуется оксид серы (IV):

$$\overset{0}{Cu} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4 =$$
$$= \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O.$$

При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью образуется бурый оксид азота (IV) (рис. 129):

$$\overset{0}{Cu} + 4H\overset{+5}{N}O_3 =$$
$$= \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+4}{N}O_2\uparrow + 2H_2O.$$

В реакции меди с разбавленной азотной кислотой в качестве продукта восстановления нитрат-иона образуется бесцветный оксид азота (II):

$$3\overset{0}{Cu} + 8H\overset{+5}{N}O_3 =$$
$$= 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O\uparrow + 4H_2O.$$

Концентрированная серная кислота обугливает органические вещества (рис. 130), так как является очень гигроскопичной (*вспомните правило разбавления серной кислоты*).

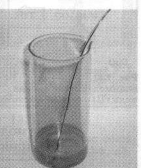


Рис. 129. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью сопровождается образованием бурого газа — оксида азота (IV)

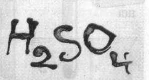


Рис. 130. Обугливание бумаги концентрированной серной кислотой

Взаимодействие кислот с оксидами металлов

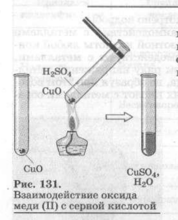


Рис. 131. Взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой

С оснóвными и амфотерными оксидами взаимодействуют как неорганические, так и органические оксиды. Например:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O \text{ (рис. 131)},$$

$$CuO + 2H^+ = Cu^{2+} + H_2O;$$

$$2CH_3COOH + ZnO \longrightarrow (CH_3COO)_2Zn + H_2O,$$

$$2CH_3COOH + ZnO \longrightarrow 2CH_3COO^- + Zn^{2+} + H_2O.$$

Взаимодействие кислот с гидроксидами металлов

С основаниями (со щелочами и нерастворимыми в воде основаниями) и амфотерными гидроксидами также взаимодействуют как органические, так и неорганические кислоты.

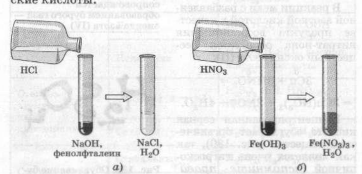


Рис. 132. Взаимодействие: *а* — соляной кислоты с гидроксидом натрия; *б* — азотной кислоты с гидроксидом железа (III)

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O,$$

$$H^+ + OH^- = H_2O \text{ (рис. 132, } а);$$

$$Fe(OH)_3 + 3HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + 3H_2O \text{ (рис. 132, } б),$$

$$Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O;$$

$$2CH_3COOH + Zn(OH)_2 \longrightarrow (CH_3COO)_2Zn + 2H_2O,$$

$$2CH_3COOH + Zn(OH)_2 \longrightarrow 2CH_3COO^- + Zn^{2+} + H_2O.$$

Взаимодействие кислот с солями

С солями кислоты взаимодействуют, если в результате реакции образуется осадок или газ.

Качественной реакцией на галогенид-ионы (кроме F^-) является взаимодействие с нитратом серебра (точнее, катионом серебра, так как $AgNO_3 = Ag^+ + NO_3^-$):

$$Ag^+ + Г^- = AgГ\downarrow \text{ (рис. 133)}.$$

Качественной реакцией на серную кислоту и ее соли является реакция с раствором соли бария (рис. 134, *а*), например:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl,$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

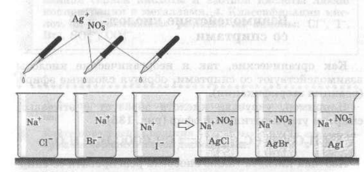


Рис. 133. Качественные реакции на галогенид-анионы: хлорид-анион, бромид-анион, иодид-анион

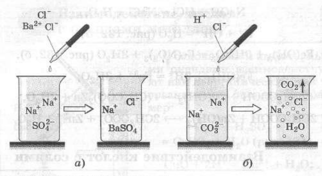


Рис. 134. Качественные реакции: *а* — на сульфид-анион; *б* — на карбонат-анион

Качественной реакцией на соли угольной кислоты (карбонат- или гидрокарбонат-ионы) является их взаимодействие с кислотами (рис. 134, *б*):

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow,$$

$$2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow;$$

$$CaCO_3 + 2CH_3COOH \longrightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O + CO_2\uparrow,$$

$$CaCO_3 + 2CH_3COOH \longrightarrow 2CH_3COO^- + Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Взаимодействие кислот со спиртами

Как органические, так и неорганические кислоты взаимодействуют со спиртами, образуя сложные эфиры (реакция этерификации).

Например, уксусная кислота образует с этиловым спиртом уксусноэтиловый эфир (рис. 135):

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftarrows CH_3COOC_2H_5 + H_2O.$$

Азотная кислота также способна реагировать со спиртами. Вам знакомо ее взаимодействие с глицерином, приводящее к образованию тринитрата глицерина —

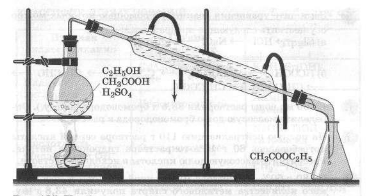


Рис. 135. Прибор для получения уксусноэтилового эфира

сильного взрывчатого вещества, а также эффективного лекарственного препарата:

$$\begin{array}{l} CH_2-OH \\ | \\ CH-OH \\ | \\ CH_2-OH \end{array} + 3HONO_2 \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2-O-NO_2 \\ | \\ CH-O-NO_2 \\ | \\ CH_2-O-NO_2 \end{array} + 3H_2O.$$

1. Кислоты в природе. 2. Химические свойства кислот. 3. Особенности взаимодействия концентрированной серной кислоты и азотной кислоты любой концентрации с металлами. 4. Классификация кислот. 5. Качественные реакции на анионы: Cl^-, I^-, Br^-, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}.

?

1. Дайте определение понятия «кислоты», исходя из их состава.
2. Дайте определение понятия «кислоты» с точки зрения теории электролитической диссоциации.
3. На какие группы делят кислоты?
4. Исходя из различных признаков классификации кислот, дайте полную характеристику азотной и уксусной кислот.

5 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Cl_2 \longrightarrow HCl \longrightarrow NaCl \longrightarrow AgCl$;

б) $HCOOH \longrightarrow HCOOC_2H_5 \longrightarrow C_2H_5OH \longrightarrow CH_3CHO \longrightarrow$
$\longrightarrow CH_3COOH \longrightarrow CH_3COOK$.

6 В 200 мл воды растворили 33,6 л бромоводорода (н. у.). Определите массовую долю бромоводорода в растворе.

7 На полную нейтрализацию 110 г раствора серной кислоты потребовалось 80 г 10%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю кислоты в исходном растворе.

8 Из 80 г 60%-го раствора муравьиной кислоты и необходимого количества метилового спирта получили 43,8 г муравьинометилового эфира. Определите массовую долю выхода продукта.

9 Как можно определить наличие кислоты в продуктах питания?

§ 23 Основания

Классификацию оснований можно провести по тем же признакам, что и классификацию кислот (табл. 6).

Водные растворы щелочей, мылкие на ощупь, разъедают кожу, ткань, изменяют окраску индикаторов. Нерастворимые основания этими свойствами не обладают.

Взаимодействие с кислотами

Объединяет все группы оснований их общее свойство — это *взаимодействие с кислотами с образованием солей*. Эту реакцию дают как кислородные основания (и щелочи, и нерастворимые основания), так и бескислородные основания (аммиак, амины).

Реакцию нейтрализации между щелочью и кислотой мы уже рассмотрели в предыдущем параграфе:

$$Ba(OH)_2 + 2CH_3COOH \longrightarrow (CH_3COO)_2Ba + 2H_2O,$$
$$OH^- + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COO^- + H_2O.$$

Признак классификации	Группы оснований	Пример
Наличие кислорода	Кислородсодержащие	KOH, $Sr(OH)_2$
	Бескислородные	Аммиак NH_3, амины
Кислотность (число групп OH^- в составе или число присоединяемых H^+)	Однокислотные	$NaOH$, $TlOH$ — гидроксид таллия (I), NH_3, $CH_3—NH_2$
	Двухкислотные	$Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$
	Трехкислотные	$La(OH)_3$, $Tl(OH)_3$
Растворимость в воде	Растворимые	$NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$, $CH_3—NH_2$
	Нерастворимые	$Cr(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $C_6H_5NH_2$
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \longrightarrow 1$)	Щелочи $LiOH$ — $FrOH$, $Ca(OH)_2$ — $Ra(OH)_2$ и $TlOH$
	Слабые ($\alpha \longrightarrow 0$)	Нерастворимые основания, $NH_3 \cdot H_2O$, $CH_3NH_2 \cdot H_2O$
Летучесть	Летучие	NH_3, $CH_3—NH_2$
	Нелетучие	Щелочи, нерастворимые основания
Стабильность	Стабильные	$NaOH$, $Ba(OH)_2$
	Нестабильные	$NH_3 \cdot H_2O \rightarrow H_2O + NH_3\uparrow$

Также в предыдущем параграфе мы познакомились со взаимодействием кислот с нерастворимыми основаниями и амфотерными гидроксидами:

$$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O,$$
$$Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O.$$

Бескислородные основания при взаимодействии с кислотами, в отличие от кислородных, образуют только соли:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl,$$
$$CH_3NH_2 + HCl \longrightarrow [CH_3NH_3]^+Cl^-.$$

Взаимодействие с кислотными оксидами

Это свойство характерно для щелочей. Например, для обнаружения углекислого газа используют в роли реактива известковую воду (см. рис. 71, *б*), и, наоборот, для распознавания раствора гидроксида кальция в роли реактива выступает углекислый газ. В обоих случаях происходит один и тот же химический процесс — одна и та же качественная реакция:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O,$$
$$Ca^{2+} + 2OH^- + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Взаимодействие с солями

Эти реакции подчиняются общему правилу условий протекания реакций между электролитами — должны образоваться осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Для получения осадка можно воспользоваться общим способом получения нерастворимых гидроксидов металлов — взаимодействием их солей со щелочами:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl,$$
$$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow.$$

Нерастворимые гидроксиды, полученные реакциями обмена растворов солей с щелочами, показаны на рисунке 136.

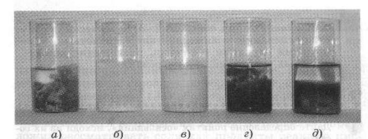


Рис. 136. Нерастворимые гидроксиды, полученные реакцией обмена: *а* — гидроксид меди (II); *б* — гидроксид магния; *в* — гидроксид никеля (II); *г* — гидроксид железа (III); *д* — гидроксид кобальта (II)

Примером реакции между щелочью и солью, идущей с образованием газа, может служить качественная реакция на соли аммония, т. е. качественная реакция на катион аммония:

$$NH_4Cl + KOH = KCl + NH_3\uparrow + H_2O,$$
$$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O.$$

Выделяющийся аммиак обнаруживают или по запаху, или по изменению цвета влажной лакмусовой бумажки с красного на синий, или по появлению белого «дыма» при поднесении палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

Разложение нерастворимых оснований

При нагревании нерастворимые основания и амфотерные гидроксиды разлагаются на соответствующий оксид металла и воду (рис. 137):

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O,$$
$$2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O.$$

$Cu(OH)_2$ → CuO, H_2O

Рис. 137. Разложение гидроксида меди (II) при нагревании

1. Классификация оснований. 2. Химические свойства оснований: взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами и солями, разложение нерастворимых оснований при нагревании.

?

1. Дайте определение понятия «основания», исходя из их состава.
2. Дайте определение понятия «основания» с точки зрения теории электролитической диссоциации.
3. На какие группы делят основания по изученным вами признакам классификации этих веществ?
4. Исходя из изученных признаков классификации оснований, дайте полную характеристику гидроксида бария $Ba(OH)_2$ и анилина $C_6H_5NH_2$.
5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

   а) $Li \longrightarrow Li_2O \longrightarrow LiOH \longrightarrow Li_2CO_3 \longrightarrow CO_2$;

   б) $CaCO_3 \longrightarrow CaO \longrightarrow CaC_2 \longrightarrow C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6 \longrightarrow$
   $\longrightarrow C_6H_5NO_2 \longrightarrow C_6H_5NH_2 \longrightarrow C_6H_5NH_2 \cdot HCl$.
6. В 200 мл воды растворили 48 г гидроксида натрия, содержащего 5% примесей. Найдите массовую долю щелочи в полученном растворе.
7. При взаимодействии 585 г 20%-го раствора хлорида аммония с необходимым количеством гидроксида кальция было получено 33,6 л аммиака (н. у.). Сколько это составляет процентов от теоретически возможного?
8. Вычислите массу анилина, который можно получить реакцией Зинина из 930 кг нитробензола, если выход анилина составляет 85% от теоретически возможного.
9. В любой домашней и автомобильной аптечке обязательно содержится пузырек или ампула с нашатырным спиртом — 10%-м раствором аммиака в воде. Сколько миллилитров газообразного аммиака (н. у.) и граммов воды содержится в одной ампуле, масса раствора нашатырного спирта в которой равна 2 г?

§ 24 Соли

Из всех неорганических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твердые вещества ионного строения, которые отличаются друг от друга по цвету (рис. 138) и растворимости (см. таблицу растворимости).

В начале XIX в. шведский химик Й. Берцелиус предложил рассматривать соли как продукты реакции кислот с основаниями или как соединения, полученные замещением атомов водорода в кислоте на металл. По этому признаку различают средние, кислые и основные соли.



Средние, или нормальные, соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Это наиболее известная и значимая группа солей. Назовем лишь некоторых представителей ее.

Хлорид натрия NaCl. Минерал, представляющий собой хлорид натрия, называется каменная соль или галит. В быту эта соль известна под названием — поварен-

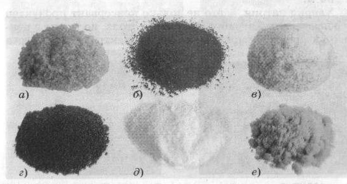


Рис. 138. Соли имеют самые различные цвета: *а* — медный купорос; *б* — дихромат калия; *в* — желтая кровяная соль; *г* — перманганат калия; *д* — хлорид натрия; *е* — нитрат никеля (II)

ная. Без этой соли невозможна жизнь растений, животных и человека, так как она обеспечивает важнейшие физиологические процессы в организмах: в крови человека и животных соль создает необходимые условия для существования эритроцитов, в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможно переваривание и усвоение пищи.

Необходимость соли для жизни человека была известна с глубочайшей древности. Значение соли отражено в многочисленных пословицах, поговорках, обычаях. «Хлеб да соль» — вот одно из пожеланий, которым русские люди с давних пор обменивались друг с другом во время приема пищи, подчеркивая равноценное с хлебом значение соли. Хлеб и соль стали символом гостеприимства и радушия русской нации.

Соль образует мощные отложения (рис. 139). В Соль-Илецке, например, толщина пласта соли превышает 1,5 км. Соли, находящейся в озере Баскунчак в Астраханской области, хватит нашей стране на 400 лет. В Африке основную массу соли добывают из соляных озер (рис. 140).

Огромные количества соли содержат в себе воды морей и океанов. Солью, извлеченной из Мирового океана, можно было бы засыпать всю сушу земного шара слоем в 130 м.

Хлорид натрия — это не только консервант продуктов и обязательный атрибут обеденного стола, но также и ценное химическое сырье. С помощью электролиза расплава

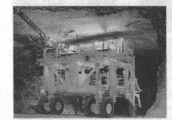


Рис. 139. Добыча солей, образующих мощные слои в земной коре



Рис. 140. Добыча соли из соляных озер (Африка)

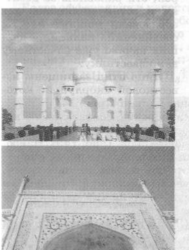
или раствора хлорида натрия получают нужные для неорганического синтеза вещества (*вспомните какие*).



Рис. 141. Меловые горы

Карбонат кальция $CaCO_3$ — это не только меловые или известковые горы (рис. 141), но также замечательный отделочный материал — мрамор (рис. 142, *а*), который является материалом скульпторов (рис. 142, *б*). Геологи называют этот минерал кальцитом.

Карбонат кальция — важнейшая соль, из которой многочисленные морские животные: моллюски, раки, простейшие строят покровы своего тела — разнообразные



а)



б)

Рис. 142. Мрамор: *а* — замечательный отделочный материал (Тадж-Махал, г. Агра, XVII в.); *б* — материал скульпторов (М. М. Антопольский, Царь Иоанн Васильевич Грозный, 1857 г.)



Рис. 143. Раковины состоят из карбоната кальция

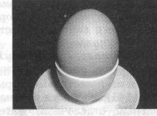


Рис. 144. Скорлупа яиц состоит из карбоната кальция



Рис. 145. Кораллы

по форме, многоцветные по окраске раковины (рис. 143). Скапливаясь после смерти своих хозяев на дне водоемов, главным образом морей, эти раковины за десятки и сотни миллионов лет образовали мощные пласты соединений кальция, давших начало уже известному вам известняку.

Яйца птиц защищены известковой скорлупой, которая не что иное, как карбонат кальция (рис. 144).

Многочисленные остатки морских обитателей — коралловых полипов — образуют в тропических океанах острова-атоллы или коралловые рифы (рис. 145). Наиболее известен австралийский Большой Барьерный риф.

Карбонат кальция — это не только строительный, отделочный или художественный материал. Это также и материал ювелиров. Жемчуг — это не что иное, как тот же карбонат кальция.

Фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$. Если карбонат кальция выступает основой наружного скелета животных, то фосфат кальция — это вещество, образующее скелет позвоночных (рис. 146).

Фосфат кальция входит в состав апатитов и фосфоритов, которые являются сырьем для производства фосфора и фосфорных удобрений.



Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Свое название эти соли получили потому, что, как и кислоты, содержат в своем составе атомы водорода, способные замещаться на атомы металла. Как правило, это хорошо растворимые в воде соединения.

Наиболее используемая в быту кислая соль — это гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$, который известен вам под названием питьевая или пищевая сода. Используется как разрыхлитель теста при выпечке хлеба и изготовлении кондитерских изделий; производстве безалкогольных напитков, искусственных минеральных вод, в огнетушителях.

Применение гидрокарбоната натрия в качестве разрыхлителя теста основано на реакции, уравнение которой:

$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Более эффективна в качестве разрыхлителя теста другая кислая соль — гидрокарбонат аммония. При его разложении образуются только газообразные вещества — тесто становится пышным и, в отличие от гидрокарбоната натрия, не содержит соды:

$$NH_4HCO_3 = NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O.$$



а) б)

Рис. 146. Основу скелета лягушки составляет фосфат кальция. Фотография лягушки (*а*) и скелет лягушки (*б*)

Другая хорошо знакомая вам кислая соль — гидрокарбонат кальция $Ca(HCO_3)_2$ — составная часть многих минеральных вод и источник неприятностей, связанных с временной жесткостью воды. Также эта соль — основа замечательно красивых природных колонн — украшений пещер — сталактитов и сталагмитов.



Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

В отличие от кислых солей, почти все основные соли в воде нерастворимы. Основной солью является гидроксокарбонат меди (II) $(CuOH)_2CO_3$, более известный под названием *малахит* — красивейший минерал изумительного зеленого цвета (рис. 147). Малахит — это неодушевленный герой знаменитых уральских сказов П. Бажова. Вспомните хотя бы его «Малахитовую шкатулку», «Хозяйку Медной горы».

Химические свойства солей вам хорошо знакомы по свойствам других классов неорганических соединений. Вы уже знаете, как соли взаимодействуют с кислотами, со щелочами и с металлами. Также вам хорошо известно такое свойство солей, как гидролиз. Нам осталось лишь назвать еще одно свойство солей — это их взаимодействие с другими солями. Условием такой реакции является выпадение осадка.

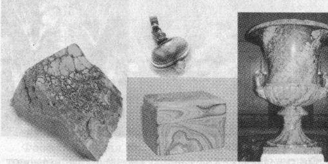


Рис. 147. Малахит и изделия из него

Так, при проведении эксперимента для доказательства состава какой-либо соли (определения катиона и аниона, образующих эту соль) используют качественные реакции. Реагентами на данный катион и данный анион часто выступают другие соли. Например, чтобы доказать состав хлорида бария, необходимо провести качественную реакцию на катион Ba^{2+} с раствором сульфата натрия:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl,$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

и качественную реакцию на хлорид-анион Cl^- с раствором нитрата серебра:

$$BaCl_2 + 2AgNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow,$$

$$Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow.$$

1. Средние соли. 2. Хлорид натрия, карбонат кальция, фосфат кальция. 3. Кислые соли. 4. Основные соли.

?

1. Дайте определение понятия «соли», исходя из состава этих соединений. Для какой группы солей это определение справедливо?
2. По каким признакам классифицируют соли? Что общего и различного между основными и кислыми солями?
3. Запишите уравнения всех возможных реакций, с помощью которых можно получить сульфат железа (II). Для реакций обмена составьте ионные уравнения.
4. Какое значение имеет превращение кислых солей в средние (например, гидрокарбонатов кальция и магния в карбонаты) в жизни человека?
5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow MgCO_3 \longrightarrow Mg(HCO_3)_2 \longrightarrow MgCO_3 \longrightarrow MgO \longrightarrow Mg(NO_3)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 \longrightarrow MgO;$

б) $Fe \longrightarrow FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3 \longrightarrow Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow Fe(NO_3)_3.$

6 Вычислите массу бакпульвера (аммонийного разрыхлителя теста), который потребуется для получения 1334 мл газов (н. у.).

7 Приведите примеры литературных произведений, в текстах которых описаны химические превращения карбоната кальция.

8 Подготовьте сообщения: «Значение соды в народном хозяйстве и история производства соды»; «Применение хлорида натрия в быту и промышленности»; «Соли в медицине».

9 Назовите все сказы П. Бажова, в которых немало страниц отведено малахиту.

§ 25 Генетическая связь между классами неорганических и органических веществ

Мы живем в бесконечно изменяющемся, динамичном и красочном мире. В немалой степени эти изменения связаны с химическими превращениями. В каждой клетке живых организмов, в почве, в воздухе, в воде происходят тысячи химических реакций. Единство и многообразие химических веществ, вовлеченных в бесконечный процесс превращений, наиболее ярко проявляется в *генетической связи* веществ, которая отражается в так называемых *генетических рядах*.

Выделим наиболее характерные признаки генетических рядов.

1. Все вещества генетического ряда должны быть образованы одним химическим элементом. Например, ряд веществ:

$$Br_2 \longrightarrow HBr \longrightarrow NaBr \longrightarrow NaNO_3$$

нельзя считать генетическим, так как в последнем звене химический элемент бром отсутствует, хотя реакция для перехода от бромида натрия NaBr к нитрату натрия $NaNO_3$ легко осуществима:

$$NaBr + AgNO_3 = AgBr\downarrow + NaNO_3.$$

Этот ряд превращений мог бы считаться генетическим рядом элемента брома, если бы его завершили, например, так:

$$Br_2 \longrightarrow HBr \longrightarrow NaBr \longrightarrow AgBr.$$

2. Вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, должны принадлежать к разным классам, т. е. отражать разные формы существования химического элемента.

3. Вещества, образующие генетический ряд одного химического элемента, должны быть связаны взаимопревращениями. По этому признаку можно различать полные и неполные генетические ряды.

Например, приведенный выше генетический ряд брома будет неполным, незавершенным, а вот следующий ряд

$$Br_2 \longrightarrow HBr \longrightarrow NaBr \longrightarrow AgBr \longrightarrow Br_2$$

уже можно рассматривать как полный: он начинался простым веществом бромом и им же закончился.

Обобщая сказанное выше, можно дать следующее определение генетического ряда.



Генетическим называют ряд веществ — представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ, т. е. их **генезис.**

Генетическая связь — понятие более общее, чем генетический ряд, который является частным проявлением этой связи, и которая реализуется при любых взаимных превращениях веществ. Тогда, очевидно, под это определение подходит и первый рассмотренный нами ряд.

Для характеристики генетической связи неорганических веществ мы рассмотрим две разновидности генетических рядов:
1) генетический ряд металла;
2) генетический ряд неметалла.

1. Генетический ряд металла, например ряд меди (рис. 148):

$Cu \longrightarrow CuO \longrightarrow CuSO_4 \longrightarrow$

медь — оксид меди (II) — сульфат меди (II)

металл — *оснóвный оксид* — *соль*

$\longrightarrow Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO \longrightarrow Cu.$

гидроксид меди (II) — оксид меди (II) — медь

основание — *оснóвный оксид* — *металл*

2. Генетический ряд неметалла, например ряд фосфора (рис. 149):

$P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 \longrightarrow P.$

фосфор — оксид фосфора (V) — фосфорная кислота — фосфат кальция — фосфор

неметалл — *кислотный оксид* — *кислота* — *соль* — *неметалл*

В органической химии также следует различать более общее понятие — «генетическая связь» и более частное понятие — «генетический ряд».

Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то основу генетического ряда в органической химии (химии углеродных соединений) составляют соединения с одинаковым числом атомов углерода в молекуле. Например:

$C_2H_6 \longrightarrow C_2H_4 \longrightarrow C_2H_5OH \longrightarrow CH_3{-}CHO \longrightarrow CH_3{-}COOH \longrightarrow$

этан, алкан — этен, алкен — этанол, алканол — этаналь, алканаль — этановая кислота, карбоновая кислота

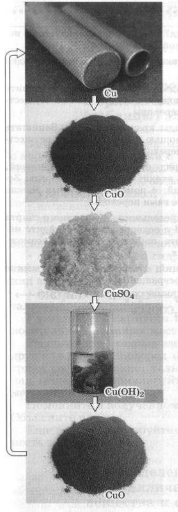
$\longrightarrow CH_2Cl{-}COOH \longrightarrow NH_2{-}CH_2{-}COOH \longrightarrow$

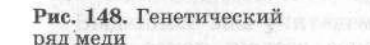
хлорэтановая кислота — аминоэтановая кислота

$\longrightarrow (-NH{-}CH_2{-}CO-)_n.$

полипептид

1. Генетическая связь. 2. Генетический ряд. 3. Генетический ряд металла. 4. Генетический ряд неметалла. 5. Генетические ряды органических соединений.





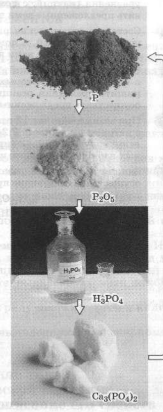


Рис. 148. Генетический ряд меди

Рис. 149. Генетический ряд фосфора

?

1. Что такое генетический ряд? Чем он характеризуется в неорганической и органической химии?
2. Что такое генетическая связь? Какие философские идеи она иллюстрирует?
3. Составьте генетические ряды натрия и железа. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить предложенные вами переходы.
4. Составьте генетические ряды кремния и серы. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить предложенные вами переходы.
5. Составьте генетический ряд органических соединений, в состав молекул которых входит один атом углерода. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить предложенные вами переходы.
6. При взаимодействии 12 г предельного одноатомного спирта с натрием выделилось 2,24 л водорода (н. у.). Найдите молекулярную формулу спирта, напишите формулы возможных изомеров и назовите их.
7. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$CH_4 \longrightarrow CO_2 \longrightarrow C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH \longrightarrow CH_3CHO \longrightarrow$$
$$\longrightarrow CH_3COOH \longrightarrow (CH_3COO)_2Ca \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow CO_2.$$

Лабораторные опыты

1. Моделирование построения Периодической системы (таблицы) элементов

Заготовьте 20 карточек размером 6 × 10 см для элементов с порядковыми номерами с 1-го по 20-й в Периодической системе Д. И. Менделеева. На каждую карточку запишите следующие сведения об элементе:

- химический символ;
- название;
- значение относительной атомной массы;
- формулу высшего оксида (в скобках укажите характер оксида — основный, кислотный или амфотерный);
- формулу высшего гидроксида (для гидроксидов металлов также укажите в скобках характер — основный или амфотерный);
- формулу летучего водородного соединения (для неметаллов).

Расположите карточки по возрастанию значений относительных атомных масс.

Расположите сходные элементы начиная с 3-го по 18-й друг под другом. Водород и калий над литием и под натрием соответственно, кальций под магнием, а гелий — над неоном. Сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

Поменяйте в полученном ряду местами аргон и калий. Объясните почему.

Еще раз сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

2. Определение типа кристаллической решетки вещества и описание его свойств

Выданные вам учителем вещества (например: хлорид натрия, сахар, железо, сера, медь, сода, медный купорос,

графит, нафталин, кремнезем) разделите на четыре группы в соответствии с типом кристаллической решетки.

Опишите общие свойства веществ каждой группы.

Укажите тип химической связи для каждого из веществ.

3. Ознакомление с коллекцией полимеров: пластмасс и волокон и изделий из них

Выданные вам образцы пластмасс (например: полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, фенолоформальдегидные пластмассы) распределите на две группы — термопластичные и термореактивные.

Опишите свойства одного представителя каждой группы.

Выданные вам образцы волокон (например: ацетатное, вискозное, капроновое, хлопок, шерстяное, найлон, шелковое, льняное, лавсан) распределите на две группы — натуральные и химические.

Предложите классификацию для представителей каждой группы.

Опишите свойства одного представителя каждого типа волокон.

4. Жесткость воды. Устранение жесткости воды

В пробирку налейте 3—4 мл выданной вам жесткой воды, а затем добавьте 1 мл раствора мыла. Встряхните пробирку. Что наблюдаете? Продолжайте приливать раствор мыла порциями, встряхивая каждый раз содержимое пробирки, до тех пор, пока в ней не появится устойчивая пена.

Объясните результат опыта.

Запишите уравнение реакции.

В пробирку налейте 1—2 мл жесткой воды и вскипятите ее. Что наблюдаете? Сделайте вывод о типе жесткости воды, если на поверхности содержимого не появился белый налет. В этом случае добавьте в пробирку 1—2 мл раствора карбоната натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции.

5. Ознакомление с минеральными водами

Ознакомьтесь с этикетками на бутылках с минеральной водой («Нарзан», «Ессентуки», «Боржоми», а также природной минеральной водой вашего региона). Какие ионы входят в состав этих вод? Как их обнаружить?

Для распознавания ионов кальция используйте, как и в случае с опытом устранения постоянной жесткости воды, раствор соды. Для обнаружения карбонат-ионов в новую порцию минеральной воды добавьте раствор кислоты. Что наблюдаете?

Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Внимательно прочитайте рекомендации по использованию минеральной воды и отнесите ее к соответствующему типу: столовая, лечебная, лечебно-столовая.

6. Ознакомление с дисперсными системами

Приготовьте небольшую коллекцию образцов дисперсных систем из имеющихся дома суспензий, эмульсий, паст и гелей. Каждый образец снабдите фабричной этикеткой.

Поменяйтесь с соседом коллекциями и затем распределите образцы коллекции в соответствии с классификацией дисперсных систем.

Ознакомьтесь со сроками годности пищевых, медицинских и косметических гелей. Каким свойством гелей определяется срок их годности?

7. Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора медного купороса (сульфата меди (II)) и опустите в него стальную кнопку или скрепку. Что наблюдаете?

Запишите уравнение реакции.

К какому типу химических реакций по изученным признакам классификации она относится?

8. Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды

В две пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую 2—3 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем прилейте в первую пробирку раствор азотной кислоты, а во вторую — раствор уксусной кислоты до исчезновения окраски.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

В две пробирки прилейте по 2 мл раствора карбоната натрия, а затем добавьте: в первую — 1—2 мл раствора соляной кислоты, а в другую — 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

К 1—2 мл соляной кислоты в пробирке добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

В две пробирки прилейте по 1 мл раствора медного купороса, а затем добавьте в каждую столько же раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

К 1 мл раствора серной кислоты в пробирке добавьте 5—10 капель раствора хлорида бария. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

9. Получение кислорода разложением пероксида водорода с помощью оксида марганца (IV) и каталазы сырого картофеля

Налейте в две пробирки по 2—3 мл раствора пероксида водорода. Добавьте в первую пробирку (на кончике шпателя) оксид марганца (IV). Что наблюдаете? Во вторую пробирку с пероксидом водорода поместите кусочек сырого картофеля. Что наблюдаете?

Составьте уравнение проведенной реакции.

К какому типу химических реакций по изученным признакам классификации она относится?

10. Получение водорода взаимодействием кислот с цинком

В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну пробирку с цинком налейте 1 мл соляной кислоты, а в другую — столько же уксусной. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

11. Различные случаи гидролиза солей

В три пробирки прилейте по 1—2 мл растворов: в первую — карбоната натрия, во вторую — хлорида цинка, в третью — нитрата калия. Испытайте действие растворов на универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

Объясните результаты наблюдений и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

12. Испытание растворов кислот, оснований и солей индикаторами

В пять пробирок налейте по 1—2 мл растворов: в первую — гидроксида натрия, во вторую — серной кислоты, в третью — карбоната калия, в четвертую — хлорида алюминия, в пятую — сульфата натрия. Испытайте действие растворов на универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

Объясните результаты наблюдений и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

13. Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с металлами

В две пробирки налейте по 1—2 мл соляной кислоты и поместите в первую пробирку гранулу цинка, а во вторую пробирку — кусочек медной проволоки (пластины). Что наблюдаете?

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора уксусной кислоты и поместите в первую пробирку гранулу цинка, а во вторую пробирку — кусочек медной проволоки (пластины). Что наблюдаете?

Сформулируйте вывод о взаимодействии неорганических и органических кислот с металлами.

Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах.

14. Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с основаниями

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

15. Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с солями

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора карбоната калия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора силиката калия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной

кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

16. Получение и свойства нерастворимых оснований

В две пробирки налейте по 1—2 мл растворов сульфата меди (II). Добавьте в каждую из пробирок 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Сформулируйте вывод о способе получения нерастворимых оснований.

Добавьте в одну из пробирок с полученным нерастворимым основанием 1—2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Оставшуюся пробирку с нерастворимым основанием укрепите в пробиркодержателе и нагрейте в пламени спиртовки. Что наблюдаете?

Напишите уравнение проведенной реакции. Дайте характеристику реакции по всем изученным признакам классификации химических реакций.

17. Гидролиз хлоридов и ацетатов щелочных металлов

В две пробирки налейте по 1—2 мл растворов: в первую — хлорида калия, а во вторую — ацетата калия. Испытайте действие растворов на универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдаете?

Объясните результаты наблюдений и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

18. Ознакомление с коллекцией металлов

Опишите физические свойства выданных металлов (например, алюминия, меди, цинка, свинца, олова и др.), используя план:

1. Агрегатное состояние при комнатной температуре.
2. Цвет.
3. Блеск.
4. Пластичность.
5. Тепло- и электропроводность.
6. Твердость по относительной шкале твердости (см. справочник).
7. Плотность (см. справочник).
8. Температуры плавления и кипения (см. справочник).

Сформулируйте вывод, в котором перечислите общие физические свойства металлов.

19. Ознакомление с коллекцией неметаллов

Опишите физические свойства выданных неметаллов (например, красный фосфор, кислород, сера, водород, графит и др.), используя план, предложенный в опыте 18.

20. Ознакомление с коллекцией кислот

Распределите выданные вам в закрытых пробками пробирках образцы кислот (например, бензойная кислота, соляная кислота, лимонная кислота, серная кислота, аминопропановая кислота, уксусная кислота, азотная кислота и др.) на две группы: органические и неорганические.

Дайте полную характеристику одного из предложенных веществ по всем изученным признакам классификации кислот.

21. Ознакомление с коллекцией оснований

Распределите выданные вам в закрытых пробками пробирках образцы оснований (например, гидроксид натрия, гидроксид железа (III), гидроксид меди (II), гидроксид кальция и др.) на две группы: растворимые и нерастворимые.

Дайте полную характеристику одному из предложенных веществ по всем изученным признакам классификации оснований.

22. Ознакомление с коллекцией минералов, содержащих соли

Рассмотрите выданные образцы минералов (например, мел, мрамор, фосфориты, апатиты, галит, сильвинит и др.). Заполните таблицу 7.

МИНЕРАЛЫ *Таблица 7*

Название минерала, основные месторождения	Формула и название основной составной части	Внешний вид	Применение

Практическая работа № 1

Получение, собирание и распознавание газов

Вариант 1. Получение, собирание и распознавание водорода

В пробирку поместите две гранулы цинка и прилейте в нее 1—2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Накройте вашу пробирку пробиркой большего диаметра, немного заходя за край меньшей пробирки. Через 1—2 минуты поднимите большую пробирку вверх и, не переворачивая ее, поднесите к пламени спиртовки. Что наблюдаете? Что можно сказать о чистоте собранного вами водорода? Почему водород собирали в перевернутую пробирку?

Вариант 2. Получение, собирание и распознавание кислорода

В пробирку объемом 20 мл прилейте 5—7 мл раствора пероксида водорода. Подготовьте тлеющую лучинку (подожгите ее и, когда она загорится, взмахами руки погасите). Поднесите к пробирке с пероксидом водорода, куда предварительно насыпьте немного (на кончике шпателя) оксида марганца (IV). Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Вариант 3. Получение, собирание и распознавание углекислого газа

В пробирку объемом 20 мл поместите кусочек мрамора и прилейте раствор уксусной кислоты. Что наблюдаете? Через 1—2 минуты внесите в верхнюю часть пробирки горящую лучинку. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

В пробирку налейте 1—2 мл прозрачного раствора известковой воды. Используя чистую стеклянную трубочку, осторожно продувайте через раствор выдыхаемый вами воздух. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Вариант 4. Получение, собирание и распознавание аммиака

В пробирку прилейте 1—2 мл раствора хлорида аммония, а затем такой же объем раствора щелочи. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте на пламени горелки. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Поднесите к отверстию пробирки влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?

Вариант 5. Получение, собирание и распознавание этилена

Соберите прибор для получения газов. Проверьте его на герметичность. В пробирку поместите несколько гранул или кусочков полиэтилена. Закройте пробкой с газоотводной трубкой и закрепите прибор в лапке штатива, как показано на рисунке 150. Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Пропустите полученный газ через подкисленный раствор марганцовки. Что наблюдаете? Запишите уравнения проделанных реакций.

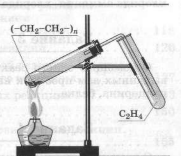


Рис. 150. Прибор для получения этилена деполимеризацией полиэтилена

Практическая работа № 2

Решение экспериментальных задач на идентификацию органических и неорганических соединений

Задание 1

С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: хлорида натрия, карбоната натрия, сульфата натрия, ацетата натрия.

Задание 2

С помощью качественных реакций определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: хлорида аммония, хлорида бария, хлорида алюминия.

Задание 3

С помощью одного реактива определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы: глюкозы, глицерина, белка.

Задание 4

С помощью индикаторной бумажки определите, в какой из выданных вам пробирок находятся растворы солей: ацетат натрия, нитрат аммония, сульфат калия.

Оглавление

ЛАБОРАТОРНЫЕ ОПЫТЫ

ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич

ХИМИЯ

11 класс

Базовый уровень

Учебник

для общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Н. В. Губина*
Ответственный редактор *А. В. Яшукова*
Младший редактор *Л. Н. Коробкова*
Оформление *Л. П. Копачева*
Художники *О. А. Новотоцких, Э. К. Реоли*
Художественный редактор *Э. К. Реоли*
Технический редактор *С. А. Толмачева*
Компьютерная верстка *А. В. Маркин*
Корректор *Е. Е. Никулина*

Санитарно-эпидемиологическое заключение
№ 77.99.24.953.Д.006499.07.06 от 26.07.2006.
Подписано к печати 12.12.06. Формат 60×90$^{1}/_{16}$.
Бумага офсетная. Гарнитура «Школьная». Печать офсетная.
Усл. печ. л. 14,0. Тираж 30 000 экз. Заказ № 16389 (Кр+Гз).

ООО «Дрофа». 127018, Москва, Сущевский вал, 49.

Предложения и замечания по содержанию и оформлению книги просим направлять в редакцию общего образования издательства «Дрофа»: 127018, Москва, а/я 79.
Тел.: (495) 795-05-41. E-mail: chief@drofa.ru

По вопросам приобретения продукции издательства «Дрофа» обращаться по адресу:
127018, Москва, Сущевский вал, 49.
Тел.: (495) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (495) 795-05-52.

Торговый дом «Школьник».
109172, Москва, ул. Малые Каменщики, д. 6, стр. 1А.
Тел.: (495) 911-70-24, 912-15-16, 912-45-76.

Сеть магазинов «Переплетные птицы».
Тел.: (495) 912-45-76.

Интернет-магазин: http://www.drofa.ru

ОАО «Смоленский полиграфический комбинат».
214020, г. Смоленск, ул. Смольянинова, 1.